Química geral e inorgânica

1

TITO

CANTO

QUÍMICA

na abordagem do cotidiano

Moderna

Francisco Miragaia Peruzzo
Licenciado em Química pela Faculdade de Filosofia, Ciências e Letras de Araraquara.
Professor de Química em escolas de ensino médio.

Eduardo Leite do Canto
Licenciado em Química pela Universidade Estadual de Campinas (Unicamp).
Doutor em Ciências pelo Instituto de Química da Universidade Estadual de Campinas.
Professor de Química em escolas de ensino médio.

QUÍMICA
na abordagem do cotidiano

VOLUME
1

Química Geral e Inorgânica

Componente curricular: QUÍMICA

4ª edição

São Paulo, 2006

Moderna

Título original: *Química na abordagem do cotidiano*
© Francisco Miragaia Peruzzo, Eduardo Leite do Canto 2006

Coordenação editorial: Rita Helena Bröckelmann
Edição de texto: Luis Fernando Furtado (coordenação), Renata Rosenthal e Rebeca Yatsuzuka
Assistência editorial: Josy Malone Simões Gomes, Maria Angélica Moreira Fernandes, Fabiana Asano
Consultoria didático-pedagógica: Anna Canavarro Benite
Coordenação de *design* e projetos visuais: Sandra Botelho de Carvalho Homma
Projeto gráfico: Marta Cerqueira Leite, Ulhôa Cintra Comunicação Visual e Arquitetura Ltda.
Capa: Everson de Paula
Fotos: Rolo de arame de cobre. © Ken Davies/Masterfile; Utensílios de cobre. © Photocuisine/Corbis-Latinstock
Coordenação de produção gráfica: André Monteiro, Maria de Lourdes Rodrigues
Coordenação de arte: Wilson Gazzoni Agostinho
Edição de arte: Wilson Gazzoni Agostinho
Editoração eletrônica: Setup Bureau Editoração Eletrônica
Coordenação de revisão: Elaine Cristina del Nero
Revisão: Afonso N. Lopes, Ana Maria C. Tavares, José Alessandre da Silva Neto, Viviane T. Mendes
Coordenação de pesquisa iconográfica: Ana Lucia Soares
Pesquisa iconográfica: Camila D'Angelo, Flávia Aline de Morais, Maria Magalhães
Coordenação de *bureau*: Américo Jesus
Tratamento de imagens: Evaldo de Almeida, Fabio N. Precendo
Pré-impressão: Helio P. de Souza Filho, Marcio Hideyuki Kamoto
Coordenação de produção industrial: Wilson Aparecido Troque
Impressão e acabamento:

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)

Peruzzo, Francisco Miragaia
Química na abordagem do cotidiano / Francisco Miragaia Peruzzo, Eduardo Leite do Canto. — 4. ed. — São Paulo : Moderna, 2006.

Obra em 3 v.
Conteúdo : V. 1 Química geral e inorgânica — V. 2. Físico-química — V. 3 Química orgânica
Bibliografia.

1. Química (Ensino médio) I. Canto, Eduardo Leite do. II. Título.

06-5801 CDD-540-7

Índices para catálogo sistemático:
1. Química : Ensino médio 540-7

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.
Todos os direitos reservados

EDITORA MODERNA LTDA.
Rua Padre Adelino, 758 - Belenzinho
São Paulo - SP - Brasil - CEP 03303-904
Vendas e Atendimento: Tel. (0_ _11) 2602-5510
Fax (0_ _11) 2790-1501
www.moderna.com.br
2010
Impresso no Brasil

1 3 5 7 9 10 8 6 4 2

Apresentação

Este livro, fruto de vários anos de trabalho e de pesquisa, integra uma coleção em três volumes destinada ao ensino de Química no Ensino Médio. A obra pretende auxiliar o aluno a compreender conceitos, aprimorar o letramento científico e desenvolver competências científicas desejáveis a qualquer cidadão.

Cada capítulo se inicia com uma foto relacionada ao tema, seguida de uma lista dos principais conteúdos conceituais nele abordados. A imagem de abertura muitas vezes tem relação com o dia a dia, de modo a propiciar um ponto de partida motivador e instigar o desejo de aprender uma ciência extremamente vinculada à realidade. Na segunda página do capítulo, a atividade em grupo denominada *O que você pensa a respeito?* permite um debate acerca das concepções prévias dos estudantes sobre assuntos ligados ao capítulo. Também nessa segunda página encontra-se o texto organizador *Pare e situe-se!*, no qual se comenta a relação do capítulo com o que já foi estudado e/ou sua inserção na Química e sua importância.

No desenvolvimento dos conteúdos ao longo dos capítulos, nesta nova edição, modificações foram realizadas. A utilização de imagens (fotos, esquemas, diagramas etc.) foi incrementada. Os exercícios foram atualizados, contemplando os vestibulares das diversas regiões brasileiras. Eles aparecem agora em duas seções: *Exercícios essenciais* e *Exercícios adicionais*. Os essenciais são inseridos logo após um bloco de teoria e podem ser utilizados em classe e/ou como tarefa, a critério do(a) professor(a). Os adicionais vêm logo em seguida e têm por meta revisar o tema, estabelecer inter-relações e aplicar conceitos a novas situações, mais elaboradas.

Aspectos relacionados às descobertas científicas, às modernas linhas de pesquisa e suas aplicações tecnológicas ou sua presença no cotidiano são apresentados na nova seção *Informe-se sobre a Química*, ao final dos capítulos. As atividades da seção *Você entendeu a leitura?* propiciam o trabalho em grupo na interpretação das informações apresentadas, na aplicação de suas informações a outras situações, na percepção de relações interdisciplinares e no estabelecimento de ligações com a vida cotidiana. A seção *Reavalie o que você pensa a respeito*, que fecha cada capítulo, proporciona a retomada das concepções prévias, sua reformulação e a percepção do aprendizado realizado.

Novos mapas conceituais foram acrescentados para encadear conceitos relevantes. Entre eles, mapas de página inteira constituem a nova seção *Estabeleça conexões*, inserida ao final de diversos capítulos e que trata das relações entre conceitos fundamentais da Química. Ao final do livro, outro mapa conceitual de página inteira oferece uma possível visão geral dos principais temas do volume.

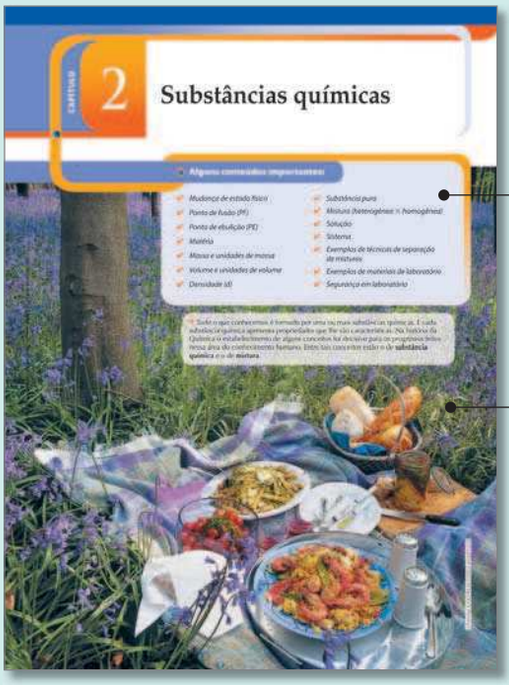
Como nas edições anteriores, procuramos primar pela linguagem correta e acessível, mantendo sempre o necessário rigor na exposição de fatos, conceitos, definições, princípios, leis e teorias. Grande esforço foi realizado na busca de dados corretos e para que as convenções científicas em vigor sejam sempre seguidas na obra.

Agradecemos aos professores que nos têm honrado com o uso desta obra em suas edições anteriores e, com muita satisfação, apresentamos esta nova edição, cujo objetivo continua sendo o de tornar eficiente e prazeroso o ensino e o aprendizado da fantástica ciência que é a Química.

Os autores

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

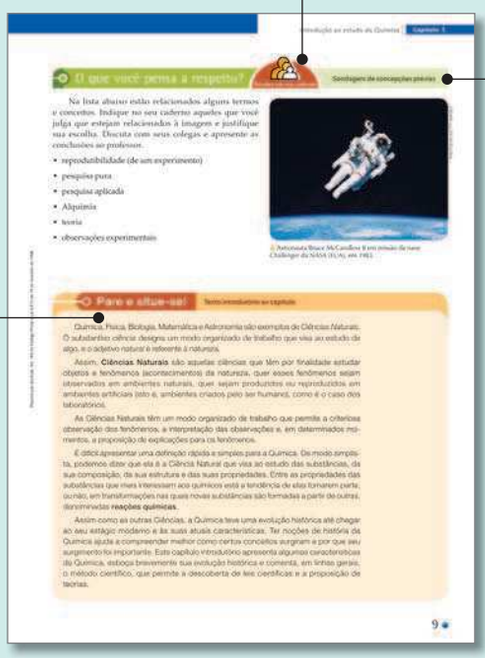
Estrutura dos capítulos deste livro



Na abertura do capítulo apresenta-se um resumo dos principais conteúdos a serem abordados.

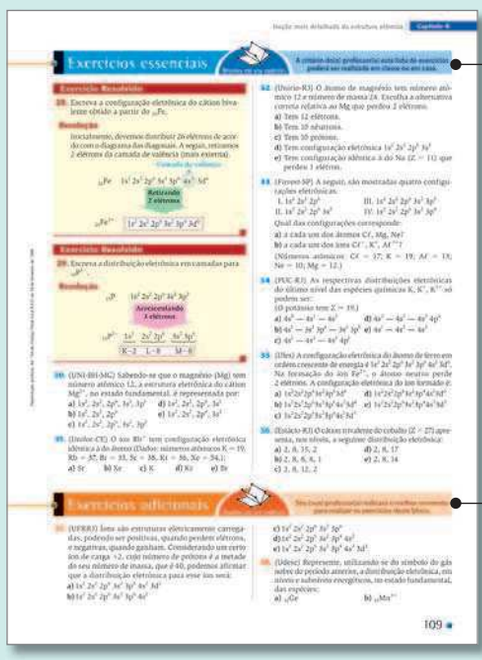
Todo capítulo inicia-se com uma foto com o objetivo de contextualizar o assunto que será tratado.

Este ícone aparece em seções nas quais atividades em grupo são oportunas.



Uma atividade em grupo inicia o capítulo. Discuta com seus colegas as relações entre a Química e a imagem mostrada.

Um texto no começo de cada capítulo trata do tema abordado em termos gerais, fazendo conexões com o cotidiano ou temas estudados em outros capítulos.

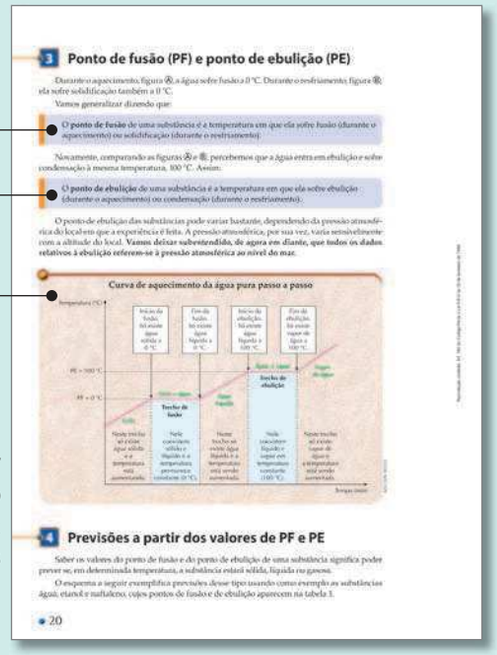


As atividades estão divididas em duas seções: *Exercícios essenciais*, que permitem uma fixação imediata do assunto trabalhado, e *Exercícios adicionais* de aprofundamento.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Fotografias são amplamente utilizadas para contextualizar os assuntos tratados e ilustrar aspectos experimentais.

Avisos de segurança alertam sobre perigos potenciais no manuseio de reagentes e equipamentos.

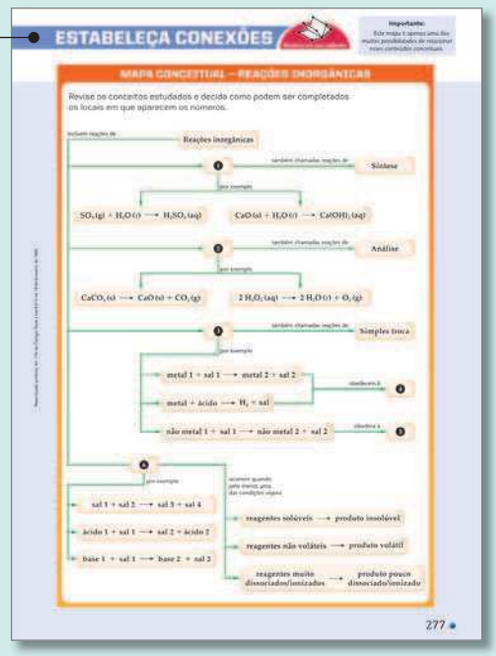


Os capítulos são permeados por uma variedade de quadros contendo definições, complementações da teoria, aplicações cotidianas e dicas para facilitar a aprendizagem.

Reavalie e, quando for o caso, reformule suas respostas dadas à atividade de abertura do capítulo.

Textos dos autores, de jornais de circulação nacional, de agências de notícias e de livros de divulgação científica são utilizados nessa seção de leitura. Atividades sobre o tema seguem a leitura.

No encerramento de um capítulo ou conjunto de capítulos, você é motivado a interpretar e completar no caderno um dos possíveis mapas conceituais envolvendo a temática em questão.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Sumário

Capítulo 1 – Introdução ao estudo da Química 08

1. Aprender Química para o exercício da cidadania ... 10
2. Os vários aspectos da Química 11
3. Breve panorama histórico..... 13

Informe-se sobre a Química – A Química é dinâmica 15

Capítulo 2 – Substâncias químicas 17

1. Mudanças de estado físico 19
2. Curva de aquecimento e curva de resfriamento..... 19
3. Ponto de fusão (PF) e ponto de ebulição (PE)..... 20
4. Previsões a partir dos valores de PF e PE 20
5. Matéria..... 23
6. Densidade..... 25
7. Substâncias químicas 29
8. Substâncias puras × misturas 30
9. Processos de separação (fracionamento) de misturas. 35
10. Materiais de laboratório e segurança 39

Informe-se sobre a Química – Destilação: a arte de "extrair virtudes"..... 44

Estabeleça conexões 47

Exercícios essenciais: 21, 25, 28, 33, 42

Exercícios adicionais: 22, 28, 34, 43

Capítulo 3 – Introdução ao conceito de reação química 48

1. O conceito de reação química 50
2. Exemplos de reação química..... 51
3. Reagentes e produtos 54
4. Reações de decomposição 55
5. Substâncias simples × substâncias compostas..... 57
6. O conceito de elemento químico, segundo Boyle ... 58
7. A Lei da Conservação da Massa, de Lavoisier..... 58
8. A Lei das Proporções Constantes, de Proust..... 59

Informe-se sobre a Química – Antoine Laurent Lavoisier..... 62

Exercícios essenciais: 54, 57, 60

Exercícios adicionais: 61

Capítulo 4 – Do macroscópico ao microscópico: átomos e moléculas 64

1. A Teoria Atômica de Dalton..... 66
2. Reformulação do conceito de elemento. Distinção entre elemento e substância simples..... 68
3. Equação química..... 71
4. Explicação para as leis de Lavoisier e de Proust..... 72
5. Os níveis de trabalho da Química 73

Informe-se sobre a Química – Átomos e moléculas: entidades de um mundo quase além da imaginação 76

Estabeleça conexões 77

Exercícios essenciais: 69, 74

Exercícios adicionais: 70, 75

Capítulo 5 – Introdução à estrutura atômica 78

1. A natureza elétrica da matéria..... 80
2. Modelo atômico de Rutherford..... 81
3. Íons..... 89

Informe-se sobre a Química – O que é nanotecnologia? 93

Exercícios essenciais: 83, 87, 91

Exercícios adicionais: 84, 88, 92

Capítulo 6 – Noção mais detalhada da estrutura atômica 96

1. Espectros atômicos..... 98
2. Modelo atômico de Bohr..... 100
3. Algumas aplicações do modelo de Bohr..... 101
4. Modelo de subníveis de energia 104

Informe-se sobre a Química – Proteína fluorescente revolucionou Biologia..... 110

Estabeleça conexões 112

Exercícios essenciais: 103, 107, 109

Exercícios adicionais: 104, 107, 109

Capítulo 7 – A tabela periódica dos elementos..... 113

1. Estrutura da tabela periódica 115
2. Configuração eletrônica e tabela periódica 122
3. Algumas propriedades periódicas dos elementos..... 128

Informe-se sobre a Química – Breve história da tabela periódica moderna 135

Estabeleça conexões 139

Exercícios essenciais: 117, 124, 132

Exercícios adicionais: 120, 126, 133

Capítulo 8 – Ligações químicas interatômicas..... 140

1. Os três tipos de ligação química interatômica 142
2. Os gases nobres e a regra do octeto 143
3. Ligação iônica..... 144
4. Ligação covalente 150
5. Ligação metálica 156
6. Comparando as substâncias iônicas, moleculares e metálicas 158

Informe-se sobre a Química – Por que algumas substâncias conduzem corrente elétrica e outras não? 161

Estabeleça conexões 163

Exercícios essenciais: 148, 154, 158

Exercícios adicionais: 149, 156, 159

Capítulo 9 – Geometria molecular e ligações químicas intermoleculares 164

1. Geometria molecular 166
2. Polaridade de ligações..... 169
3. Polaridade de moléculas 174
4. Polaridade e solubilidade 177

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5. Ligações intermoleculares 179
6. Forças intermoleculares e ponto de ebulição..... 183
Informe-se sobre a Química – Alotropia 186
Estabeleça conexões 189
Exercícios essenciais: 169, 172, 176, 178, 182, 184
Exercícios adicionais: 173, 177, 183, 185

Capítulo 10 – Condutividade elétrica de soluções aquosas 190

1. Algumas soluções conduzem corrente elétrica..... 192
2. Dissociação iônica e ionização..... 192
3. Soluções eletrolíticas e soluções não eletrolíticas.... 194
4. Comparando os comportamentos estudados 195
Informe-se sobre a Química – O emprego de parâmetros físicos e químicos para a avaliação da qualidade de águas naturais 199
Exercícios essenciais: 197
Exercícios adicionais: 198

Capítulo 11 – Princípios da Química Inorgânica 200

1. Conceituação de ácidos e de bases 202
2. Ácidos..... 206
3. Bases..... 213
4. Sais 218
5. Ácidos, bases e sais como eletrólitos..... 228
6. Óxidos: definição e nomenclatura..... 235
Informe-se sobre a Química – Hidróxido de lítio salva astronautas 250
Estabeleça conexões 251
Exercícios essenciais: 206, 208, 210, 213, 216, 221, 225, 232, 237, 239, 243, 247, 249
Exercícios adicionais: 209, 211, 213, 217, 222, 225, 233, 237, 239, 244, 247, 249

Capítulo 12 – Algumas reações inorgânicas de importância 252

1. Quatro tipos importantes de reação..... 254
2. Reações de deslocamento 258
3. Reações de dupla troca 265
4. Equações químicas na forma iônica 273
Informe-se sobre a Química – Aquecendo-se sob as luzes da ribalta 275
Estabeleça conexões 277
Exercícios essenciais: 256, 262, 264, 267, 271, 274
Exercícios adicionais: 257, 262, 264, 267, 272, 274

Capítulo 13 – Mol 278

1. Estabelecendo relação entre massa e quantidade 280
2. Massa atômica de um elemento e massa molecular 283
3. Massa de íons..... 285
4. A grandeza quantidade de matéria e a Constante de Avogadro..... 287
5. Quantidade de matéria (n)..... 287
6. Constante de Avogadro (N_A) 292
7. Massa molar (M)..... 294
8. Mol e massa molar na determinação de fórmulas.... 298
Informe-se sobre a Química – Tentando avaliar a dimensão da Constante de Avogadro..... 305
Estabeleça conexões 306
Exercícios essenciais: 285, 290, 293, 296, 299, 302
Exercícios adicionais: 286, 291, 294, 297, 299, 304

Capítulo 14 – O comportamento físico dos gases 307

1. Considerações iniciais 309
2. Transformações envolvendo massa fixa de gás 313
3. Equação geral dos gases..... 328
4. Volume molar dos gases..... 330
5. O Princípio de Avogadro..... 331
6. Lei do Gás Ideal 334
7. Misturas gasosas..... 341
8. Densidade de gases..... 347
Informe-se sobre a Química – Pressurização de cabine de avião..... 351
Estabeleça conexões 353
Exercícios essenciais: 312, 316, 322, 326, 328, 332, 339, 345, 349
Exercícios adicionais: 317, 327, 329, 333, 340, 345, 350

Capítulo 15 – Aspectos quantitativos das reações químicas 354

1. Relações estequiométricas fundamentais..... 356
2. Relações estequiométricas com volume de gás 365
3. Reagente limitante e reagente em excesso..... 372
4. Reagentes que contêm "impurezas" 376
5. Reações que não apresentam rendimento total..... 378
Informe-se sobre a Química – Mudanças climáticas..... 382
Estabeleça conexões 385
Exercícios essenciais: 360, 362, 364, 369, 373, 377, 380
Exercícios adicionais: 361, 363, 365, 370, 375, 378, 381

Mapa conceitual – Química Geral e Inorgânica..... 386

Apêndices

A. Tabela de cátions e de ânions..... 387
B. Potências de dez e notação científica..... 388
C. Algumas unidades, seus múltiplos e submúltiplos ... 389

Respostas..... 390

Siglas de vestibulares..... 397

Índice remissivo 400

Bibliografia..... 405

Tabela periódica 408

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 1

Introdução ao estudo da Química

STOCKFOOD/KEYSTOCK

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

▲ É comum ouvirmos pessoas dizerem preferir pão sem química. E você, prefere pão com química ou pão sem química?

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Linguagem científica como meio facilitador da comunicação*
- ✔ *Caráter experimental da Química*
- ✔ *Pesquisa pura × pesquisa aplicada*
- ✔ *A Química relaciona-se a outras Ciências (caráter interdisciplinar)*
- ✔ *Breves noções da evolução da Química ao longo do tempo*
- ✔ *Distinção entre observações qualitativas e quantitativas*
- ✔ *Distinção entre lei e teoria*
- ✔ *Noções sobre método científico*

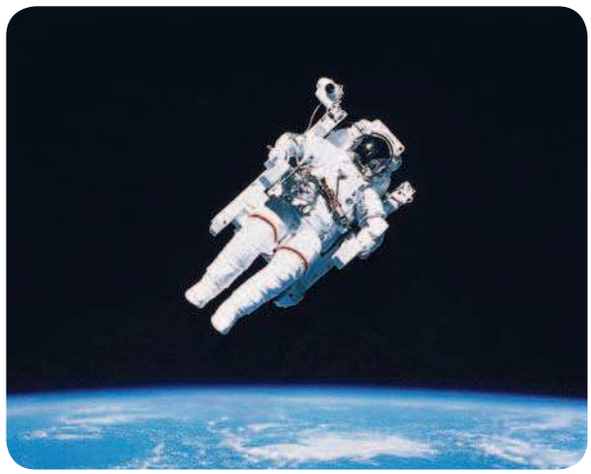
O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- reprodutibilidade (de um experimento)
- pesquisa pura
- pesquisa aplicada
- Alquimia
- teoria
- observações experimentais



PHOTODISC/GETTY IMAGES

▲ Astronauta Bruce McCandless II em missão da nave *Challenger* da NASA (EUA), em 1983.

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Química, Física, Biologia, Matemática e Astronomia são exemplos de *Ciências Naturais*. O substantivo *ciência* designa um modo organizado de trabalho que visa ao estudo de algo, e o adjetivo *natural* é referente à natureza.

Assim, **Ciências Naturais** são aquelas ciências que têm por finalidade estudar objetos e fenômenos (acontecimentos) da natureza, quer esses fenômenos sejam observados em ambientes naturais, quer sejam produzidos ou reproduzidos em ambientes artificiais (isto é, ambientes criados pelo ser humano), como é o caso dos laboratórios.

As Ciências Naturais têm um modo organizado de trabalho que permite a criteriosa observação dos fenômenos, a interpretação das observações e, em determinados momentos, a proposição de explicações para os fenômenos.

É difícil apresentar uma definição rápida e simples para a Química. De modo simplista, podemos dizer que ela é a Ciência Natural que visa ao estudo das substâncias, da sua composição, da sua estrutura e das suas propriedades. Entre as propriedades das substâncias que mais interessam aos químicos está a tendência de elas tomarem parte, ou não, em transformações nas quais novas substâncias são formadas a partir de outras, denominadas **reações químicas**.

Assim como as outras Ciências, a Química teve uma evolução histórica até chegar ao seu estágio moderno e às suas atuais características. Ter noções de história da Química ajuda a compreender melhor como certos conceitos surgiram e por que seu surgimento foi importante. Este capítulo introdutório apresenta algumas características da Química, esboça brevemente sua evolução histórica e comenta, em linhas gerais, o método científico, que permite a descoberta de leis científicas e a proposição de teorias.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1 Aprender Química para o exercício da cidadania

Para a população em geral, uma expressão do tipo "pão sem química" transmite a ideia de um pão isento de substâncias prejudiciais à saúde. Tentando transmitir a ideia desejada, essa expressão é, além de infeliz, totalmente incorreta, porque a produção do pão utiliza a farinha de trigo como matéria-prima e parte dela sofre uma reação química (denominada *fermentação*). Mesmo sem saber Química, o padeiro executa, todos os dias, essa reação.

Ao utilizar a expressão "pão sem química", uma pessoa revela desconhecer várias coisas:

- a Química não é um objeto para que possa ser colocada em um pão. A Química é uma ciência, ou seja, um ramo do conhecimento humano que visa compreender melhor alguns fenômenos que ocorrem na natureza e/ou em laboratório, estudando-os com uma linha organizada de trabalho, denominada **método científico**;
- ao fazer o pão, o padeiro utiliza processos químicos (reações químicas);
- todos os objetos e materiais existentes na Terra (incluindo os pães) são constituídos por substâncias químicas.

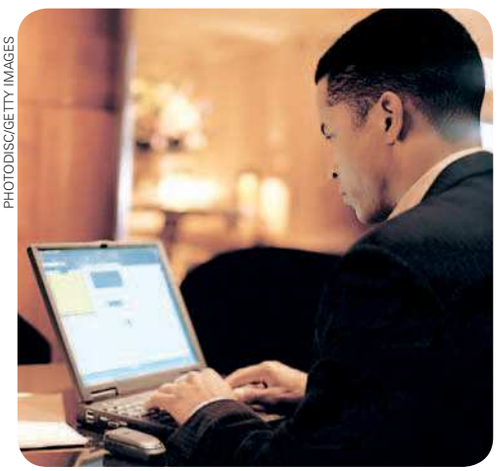
Assim, o "pão sem química" é, na verdade, um pão obtido a partir de substâncias e reações químicas, mas sem a adição de substâncias que possam ser nocivas à saúde.

Analogamente, frases como "não tomo remédios, pois contêm muita química", "alimentos enlatados fazem mal porque os fabricantes adicionam muita química" ou "instalei em minha piscina um novo sistema de tratamento totalmente isento de química" também estão incorretamente elaboradas, pois confundem uma importante ciência com substâncias tóxicas ou com produtos e processos maléficos ao ser humano.

Em nosso dia a dia é muito frequente encontrarmos indicações de substâncias químicas nas embalagens de alimentos, nos frascos de cosméticos, nos rótulos de produtos de limpeza, nas etiquetas de roupas, nas caixas e bulas de remédios e em tantos outros objetos.

Da imensa variedade de produtos colocados à venda, a maioria deles, se não todos, provém de indústrias químicas ou, então, entrou em contato durante sua manufatura com produtos delas provenientes (por exemplo, sabões, detergentes, remédios, cremes dentais, cosméticos, plásticos, borracha, metais, papel, colas, tintas, álcool, sal, açúcar, vinagre, aditivos alimentares, refrigerantes, CDs e DVDs etc.). Virtualmente, tudo o que encontramos à venda se relaciona de alguma forma com a indústria química. O produto usado nas embalagens — papel, plástico, vidro ou metal — e a tinta nelas utilizada são obtidos por meio de processos químicos.

Os materiais empregados na construção de casas, prédios, automóveis, aviões, embarcações, computadores e eletrodomésticos constituem outros exemplos que se relacionam com as indústrias de processos químicos, nas suas mais diferentes modalidades e especialidades.



PHOTODISC/GETTY IMAGES

STEVE HORRELL/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

◀ *Notebooks* e máquinas fotográficas digitais contêm materiais cuja obtenção se deve, entre outros, a avanços da Química. Alguns exemplos são as baterias recarregáveis, o *display* e o monitor de cristal líquido e os circuitos eletrônicos miniaturizados.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

MINSART/MASTERFILE-OTHER IMAGES

◀ O conhecimento da Química, assim como de muitas outras áreas do saber humano, propicia um melhor entendimento do mundo e, consequentemente, ajuda a ter uma melhor qualidade de vida. Aprender nos permite exercer melhor nossos direitos e deveres de cidadão.

Os medicamentos são substâncias químicas devidamente extraídas da natureza ou fabricadas artificialmente, purificadas, dosadas e comercializadas.

Do mesmo modo que substâncias químicas podem contribuir para o bem-estar da humanidade, elas também podem — se usadas incorretamente (por ignorância, incompetência, ganância ou ideologias duvidosas) — acarretar doenças, poluição do ar e das águas, desequilíbrios ecológicos e mortalidade de plantas e animais.

Assim, apesar de toda a importância desta ciência e de suas aplicações, há muita confusão no que diz respeito à palavra **química**. É comum ouvirmos seu nome sendo usado impropriamente como sinônimo de "substâncias tóxicas", "veneno" ou "poluição".

Aprender Química é se envolver num apaixonante estudo das substâncias ao nosso redor, de onde vêm, quais suas propriedades, que utilidades possuem e quais as vantagens ou os problemas que eventualmente podem trazer à humanidade. A principal meta deste livro é ajudá-lo a compreender melhor alguns conceitos fundamentais da Química e sua relação com o cotidiano.

Um cidadão participativo e capaz de tomar as melhores decisões para si e para sua comunidade precisa, entre outras coisas, ter noções claras sobre Ciência e Tecnologia. Assim, dominar os conceitos científicos e compreender os fenômenos que nos rodeiam são importantes condições para o exercício da cidadania.

MARLENE BERGAMO/FOLHA IMAGEM

▲ O conhecimento da Química e a correta utilização de seus princípios podem evitar problemas como o mostrado nesta foto. Rio Tietê, Pirapora do Bom Jesus, SP, 2001.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2 Os vários aspectos da Química

A Química envolve uma linguagem própria

Diversos ramos do conhecimento humano, por vezes, se utilizam de códigos para expressar as ideias de maneira concisa.

A Química, assim como a Música, a Computação e a Eletrônica (apenas para citar alguns poucos exemplos), utiliza-se de representações que podem ser entendidas por qualquer pessoa familiarizada com elas. Ao longo deste curso de Química você vai adquirir informações que lhe permitirão entender essa linguagem. Assim, por exemplo, você em breve fará leituras do tipo:

Em equação: $C\,(graf.) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g)$

Em palavras: **Carbono grafite reage com gás oxigênio produzindo gás carbônico.**

DIGITAL VISION/GETTY IMAGES

▲ A música tem linguagem própria, que é registrada nas partituras musicais. Da mesma maneira, a Química também tem linguagem própria.

Uma sonata para piano escrita por Mozart (músico austríaco) pode ser entendida e interpretada tanto por um pianista chinês quanto por um brasileiro porque a linguagem das partituras musicais é universal. O mesmo acontece com a linguagem química. Isso é importantíssimo no que diz respeito à comunicação científica ao redor do mundo.

A Química utiliza ferramentas de outras áreas

No decorrer deste curso, você perceberá que, muitas vezes, a Química utiliza conceitos de outras áreas, principalmente da Matemática e da Física. Quando necessário, faremos um comentário preliminar sobre eles, para que você possa dominar todos os pré-requisitos necessários e entender a Química do ensino médio.

O caráter experimental da Química

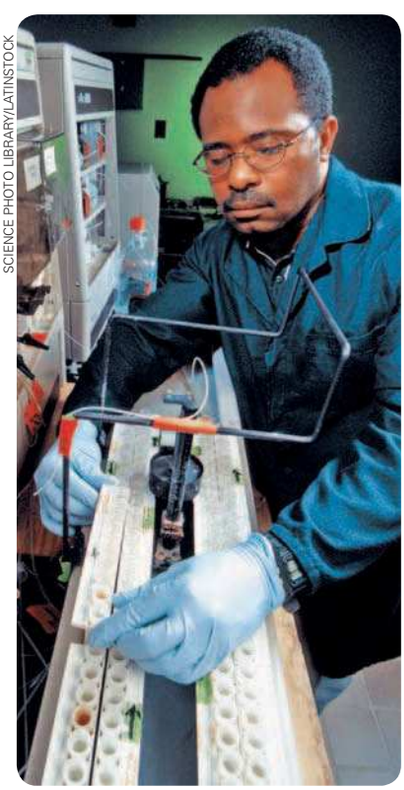
Assim como acontece com as outras Ciências Naturais (Física, Biologia etc.), a Química baseia-se na observação de acontecimentos (fenômenos) da natureza. Mais do que isso, a pesquisa química envolve a execução de experiências em laboratório e a cuidadosa observação e interpretação dos resultados.

Quando um cientista realiza algumas experiências e obtém resultados importantes, geralmente ele os publica em revistas especializadas de circulação mundial. Sua descrição deve ser precisa o suficiente para que outros cientistas possam reproduzi-las e chegar aos mesmos resultados. Caso contrário, suas conclusões não serão aceitas pela comunidade científica mundial. Assim, uma preocupação importante relacionada com as experiências é a sua **reprodutibilidade**.

O caráter puro e aplicado da Química

Uma pesquisa química pode estar voltada apenas para o melhor entendimento de algum fato da natureza; nesse caso temos uma **pesquisa pura**. Por sua vez, ela pode estar focada em resolver um problema prático, tratando-se, então, de uma **pesquisa aplicada**.

SCOTT BAUER-US DEPT. OF AGRICULTURE/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK



Ao redor do mundo, milhares de químicos realizam constante trabalho experimental. Centenas de novas descobertas são feitas a cada ano e muitas delas provocarão mudanças na vida das pessoas.

S.L. MATTON. BILD/CID

A pesquisa pura permitiu a descoberta do elemento químico silício. A pesquisa aplicada possibilitou que, com ele, se fizessem as modernas células fotovoltaicas como a indicada pela seta na foto. Tais dispositivos convertem energia luminosa em energia elétrica e já são largamente usados em calculadoras portáteis.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

O caráter interdisciplinar da Química

Como já dissemos, essa ciência possui caráter aplicado. Muitas vezes, para a resolução de um problema prático, é necessário que ela atue em conjunto com outras ciências.

Ao se aliar à Engenharia, a Química tem propiciado a elaboração de novos materiais, como, por exemplo, as cerâmicas que suportam altas temperaturas, os plásticos altamente resistentes e os materiais supercondutores.

A Medicina, talvez a mais antiga das ciências associadas à Química, é uma das maiores beneficiadas com os modernos avanços dessa área. Anualmente, são descobertas centenas de novas substâncias que podem atuar como medicamentos.

Todas essas fascinantes aplicações que descrevemos representam apenas parte do que existe em termos de avanço científico e tecnológico ligado à Química.

> É importantíssimo salientar que nenhum progresso nesse campo será possível se os conceitos básicos da Química não forem bem compreendidos. São esses conceitos, discutidos ao longo deste livro, que formam o alicerce de todo o conhecimento químico atual. Embora se trate de conhecimentos básicos, você poderá perceber a grande diversidade de aplicações práticas que eles possuem.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3 Breve panorama histórico

Entre as Ciências Naturais, pode-se dizer que a Química é uma das mais recentes. Astronomia, Física e Matemática têm uma história que remonta a muitos séculos antes de Cristo.

Não há uma data específica que possamos estabelecer como "início" da Química. Podemos dizer, entretanto, que ela só se firmou como ciência no transcorrer dos séculos XVII e XVIII. Vamos, a seguir, dar uma ideia sobre isso.

3.1 A Antiguidade

Há mais de 3.500 anos, os egípcios já utilizavam técnicas em que estavam envolvidas transformações químicas. Dentre elas, podemos citar a fabricação de objetos cerâmicos por meio do cozimento da argila, a extração de corantes de certos animais e vegetais, a obtenção de vinagre e bebidas alcoólicas não destiladas (vinho, cerveja) e a produção de vidro e de alguns metais. Destaca-se também a arte da conservação das múmias, na qual os egípcios atingiram alto grau de perfeição.

Por volta de 478 a.C., o filósofo grego Leucipo, que vivia na costa norte do Mar Egeu, apresentou a primeira **teoria atômica** de que se tem notícia, e seu discípulo Demócrito a aperfeiçoou e propagou. A ideia envolvida era a seguinte: considere, por exemplo, a areia de uma praia. Vista de longe ela parece contínua, porém, observada de perto, notamos que é formada por pequenos grãos. Na realidade, todas as coisas no universo são formadas por "grãozinhos" tão pequenos que não podemos enxergar e, dessa forma, temos a impressão de que elas são contínuas. A esses "grãozinhos" foi dado o nome de **átomos** (do grego *a*, que significa "não", e *tomos*, que quer dizer "divisível").

Contudo, entre os gregos, acabaram predominando as ideias de outro filósofo, Aristóteles (384-322 a.C.). Segundo ele, tudo é constituído de quatro "elementos" básicos: *fogo*, *terra*, *ar* e *água*. Essa maneira de pensar influenciou muito a evolução da Ciência ocidental, que conseguiu desvencilhar-se totalmente dessas ideias somente no século XVI, a partir do qual a Química teve considerável impulso.

3.2 Alquimia, a precursora da Química

Após Aristóteles, a Grécia passou por um agitado período político e, gradualmente, a cidade egípcia de Alexandria assumiu a liderança científica da época. Lá, encontraram-se frente a frente a filosofia grega, a tecnologia egípcia e as místicas religiões orientais.

Disso tudo nasceu a **Alquimia**, uma mistura de ciência, arte e magia, que floresceu durante a Idade Média, tendo uma dupla preocupação: a busca do "elixir da longa vida", que garantiria a imortalidade e a cura das doenças do corpo, e a descoberta de um método para a transformação de metais comuns em ouro (*transmutação*), que ocorreria na presença de um agente conhecido como "pedra filosofal".

A procura pelo ouro não era motivada por razões econômicas, mas porque ele, devido à resistência à corrosão, representava a perfeição divina. Contudo, muitos charlatães se aproveitaram de encenações simulando a transmutação para enriquecer à custa da boa-fé de alguns adeptos da Alquimia.

Na China, as especulações dos alquimistas conduziram ao domínio de muitas técnicas de metalurgia e à descoberta da pólvora. Os chineses foram os inventores dos fogos de artifício e os primeiros a usar a pólvora em combates no século X.

ERICH LESSING/ALBUM-LATINSTOCK

▲ Reconstrução de um laboratório alquímico da Idade Média. Collegium Maius, Cracóvia, Polônia, em 2001.

Nenhum dos dois objetivos da Alquimia foi atingido, contudo, muitos progressos no conhecimento das substâncias provenientes de minerais e vegetais foram obtidos no Ocidente e no Oriente. Prepararam-se substâncias como, por exemplo, ácido nítrico (chamado na época de *aqua fortis*) e ácido sulfúrico (*oleum vitriolum*). Materiais de laboratório foram sendo gradualmente aperfeiçoados.

No século XVI, o suíço Theophrastus Bombastus Paracelsus propôs que a Alquimia deveria preocupar-se principalmente com o aspecto médico em suas investigações. (Isso ficou conhecido como *Iatroquímica*.) Segundo ele, os processos vitais podiam ser interpretados e modificados com o uso de substâncias químicas. Sua contribuição no diagnóstico e no tratamento de algumas doenças foi digna de nota.

3.3 Da Alquimia surge a Química

Em 1597, o alemão Andreas Libavius publicou o livro *Alchemia*, no qual afirmava que a Alquimia tem por objetivo *a separação de misturas em seus componentes e o estudo das propriedades desses componentes*.

Em 1661, o irlandês Robert Boyle publicou *The sceptical chemist* (*O químico cético* — cético significa desconfiado, que só acredita mediante provas), no qual atacava violentamente a concepção aristotélica de quatro "elementos". Para Boyle, *elemento é tudo aquilo que não pode ser decomposto por nenhum método conhecido*. Esses dois livros são considerados, por alguns estudiosos, o marco inicial da Química.

Há outros estudiosos que creditam a Antoine Laurent Lavoisier o mérito de ser o "pai" da Química. Os trabalhos desse cientista francês, realizados no século XVIII, deram à Química bases mais sólidas. Ele realizou experimentos controlados envolvendo medidas da massa de frascos (incluindo a dos materiais neles contidos) antes e depois de acontecerem reações químicas den-

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

tro deles. Uma de suas conclusões, a de que a massa se conserva durante as reações químicas, é considerada por alguns o marco inicial da Química.

No século XIX, os trabalhos de Gay-Lussac, Dalton, Wöhler, Avogadro, Kekulé e outros, cujas conclusões também estudaremos neste livro, deram origem à chamada **Química clássica**.

No século XX, com o grande avanço tecnológico, presenciou-se uma vertiginosa evolução do conhecimento químico. O átomo teve sua estrutura interna pesquisada, elementos artificiais foram sintetizados e modernas técnicas de investigação foram desenvolvidas, utilizando conceitos de Química, Física, Matemática, Computação e Eletrônica.

PASIEKA/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

CORDELIA MOLLEY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Alguns recentes progressos da pesquisa química aplicada:

Ⓐ *Chip* plástico para identificação por radiofrequência (RFID), usado em lojas para evitar furto de mercadorias. Tais dispositivos também podem armazenar informações, como preço e data de validade.

Ⓑ Caneca revestida com camada de material termocrômico (muda de cor com a temperatura). À medida que o líquido quente provoca seu aquecimento, a coloração escura passa a transparente, revelando a imagem que existe na camada abaixo dela.

Informe-se sobre a Química

A Química é dinâmica

Um cientista decidido a atuar em certo ramo da Química precisa, antes de mais nada, estudar o que já se descobriu a respeito do assunto escolhido. A partir daí, deve decidir qual será o problema a investigar e elaborar experiências de laboratório, que lhe permitirão executar **observações experimentais**. Essas observações podem ser de dois tipos:

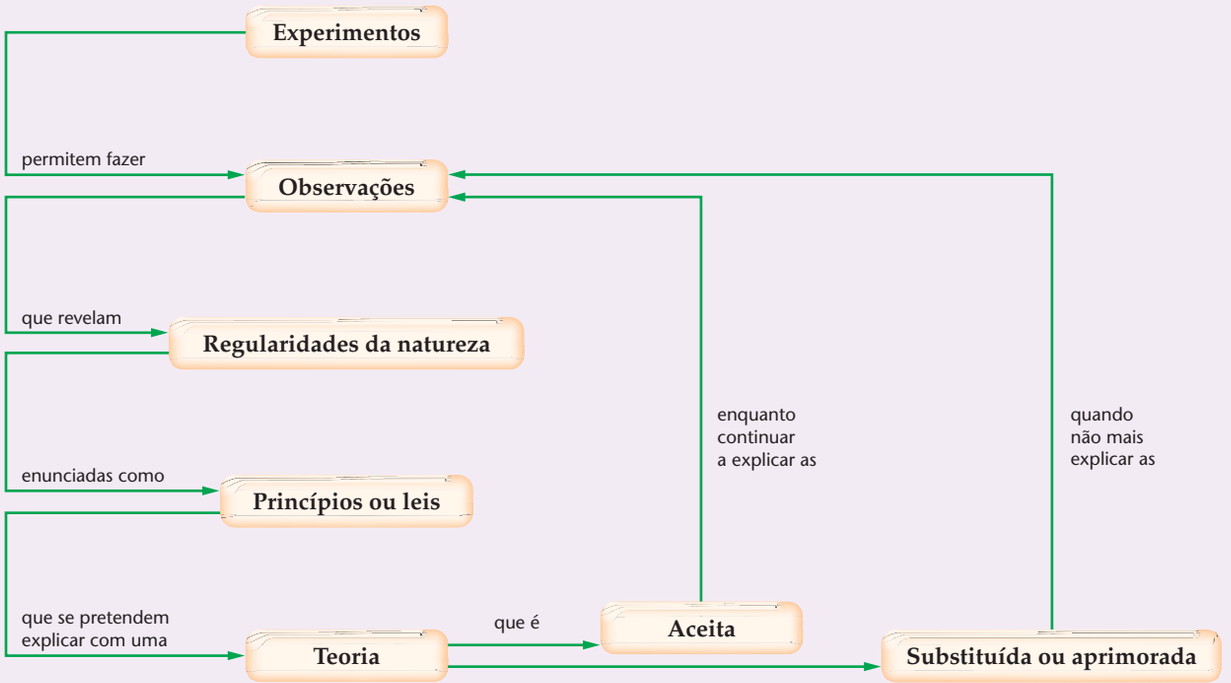
- **qualitativas**: aquelas que não envolvem dados numéricos;
- **quantitativas**: as que provêm de medidas, com a utilização de instrumentos, e constituem-se de dados numéricos.

Após a execução das experiências, é possível notar quais as regularidades observadas e, a partir delas, enunciar um **princípio** ou uma **lei**, ou seja, uma frase ou uma equação matemática que expresse a regularidade observada.

Em seguida, pode-se apresentar uma **teoria**, ou seja, uma proposta de explicação para os fatos experimentais e as leis. Uma teoria é considerada satisfatória quando, ao ser testada em novas situações, obtém sucesso em suas previsões. Quando tal sucesso não é conseguido, ela deve ser modificada ou, dependendo do caso, abandonada e substituída por outra melhor.

Todo esse processo não para de acontecer. A Química é uma Ciência e, como tal, está em contínuo processo de evolução e aperfeiçoamento.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



▲ Esse tipo de esquema é denominado **mapa conceitual**. Trata-se de uma maneira de representar a relação lógica entre conceitos. Você encontrará outros mapas conceituais ao longo deste livro.

Você entendeu a leitura?

Responda em seu caderno

1. Pense em um experimento que envolva observar o movimento dos carros na sua cidade ou na sua rua. Liste algumas observações experimentais qualitativas e quantitativas que você poderia fazer. Você precisaria de instrumentos para fazer essas observações?

2. Observe as pessoas que entram e saem da sua escola. Quais regularidades você é capaz de apontar sobre essas pessoas? Nesse caso, ficaria mais fácil realizar este experimento em grupo? Justifique.

3. Leia com atenção, juntamente com seus colegas de sala, uma receita de bolo. Reescreva em grupo a mesma receita pensando em fazer um bolo com o dobro do tamanho. Discutam em grupo sobre alguma regularidade observada nas duas receitas. Seria possível elaborar uma equação matemática que pudesse expressar a regularidade observada?

4. Toda teoria deve ser imutável já que ela tem por finalidade explicar regularidades observadas na execução de determinados experimentos. Você julga essa afirmação correta? Discuta com seus colegas a respeito.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 2

Substâncias químicas

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Mudança de estado físico*
- ✔ *Ponto de fusão (PF)*
- ✔ *Ponto de ebulição (PE)*
- ✔ *Matéria*
- ✔ *Massa e unidades de massa*
- ✔ *Volume e unidades de volume*
- ✔ *Densidade (d)*
- ✔ *Substância pura*
- ✔ *Mistura (heterogênea × homogênea)*
- ✔ *Solução*
- ✔ *Sistema*
- ✔ *Exemplos de técnicas de separação de misturas*
- ✔ *Exemplos de materiais de laboratório*
- ✔ *Segurança em laboratório*

▼ Tudo o que conhecemos é formado por uma ou mais substâncias químicas. E cada substância química apresenta propriedades que lhe são características. Na história da Química o estabelecimento de alguns conceitos foi decisivo para os progressos feitos nessa área do conhecimento humano. Entre tais conceitos estão o de **substância química** e o de **mistura**.

GRAHAM KIRK/FRESH FOOD/LATINSTOCK

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- decantação
- solução
- filtração
- destilação
- funil de separação
- mistura homogênea
- mistura heterogênea

PASCAL GOETGHELUCK/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Na história da Química o estabelecimento de alguns conceitos foi decisivo para os progressos nessa área do conhecimento humano. Entre tais conceitos estão o de **substância química** e o de **mistura**, ambos apresentados neste capítulo.

Se um químico possui uma amostra de certo material e precisa decidir se ela é formada por uma única substância química ou se é uma mistura de duas ou mais substâncias, ele pode realizar a determinação de certas propriedades desse material. Com base nessas propriedades a decisão correta pode ser tomada.

Entre essas propriedades que permitem diferenciar substância química e mistura estão o ponto de fusão, o ponto de ebulição e a densidade, propriedades apresentadas e discutidas neste capítulo.

Este capítulo pretende, portanto, fornecer algumas das informações mais fundamentais para o estudo da Química. Essas informações serão essenciais para compreender, no capítulo seguinte, o que vem a ser uma **reação química**, transformação que produz novas substâncias. O conceito de reação química é, por sua vez, um dos pontos centrais da Química, pois essa Ciência se ocupa, entre outras coisas, com o entendimento das reações químicas e de como elas podem ser controladas.

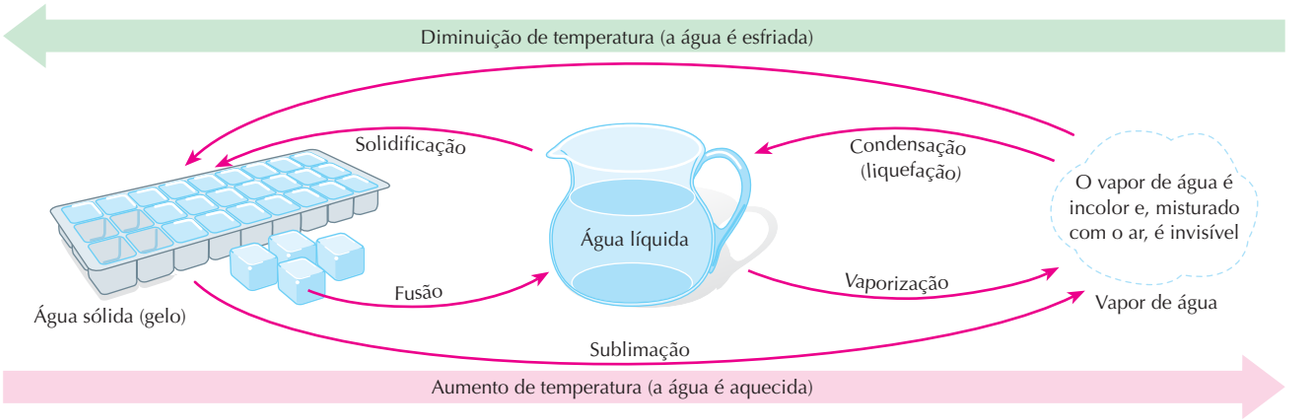
Este capítulo também mostra o conceito de **matéria** e algumas importantes unidades usadas para expressar a **massa** e o **volume**, duas propriedades de qualquer porção de matéria.

Ainda neste capítulo você conhecerá algumas técnicas que podem ser empregadas para separar duas ou mais substâncias que formam uma mistura e como algumas dessas técnicas se apresentam na vida cotidiana.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1 Mudanças de estado físico

Em nosso dia a dia, a água pode se apresentar em três **estados físicos**: o **sólido**, o **líquido** e o **gasoso**. As mudanças de estado físico recebem nomes conforme mostra o esquema abaixo.



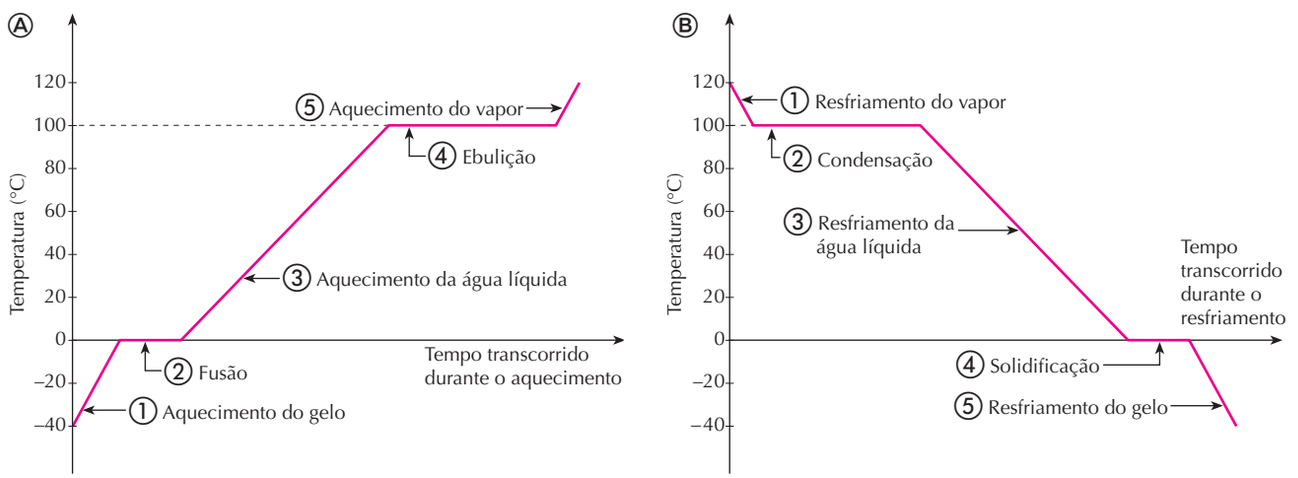
ADILSON SECCO

A **vaporização**, passagem do estado líquido para o gasoso, pode ocorrer de forma lenta, na temperatura do ambiente e sem a formação de bolhas, como no caso de uma roupa secando no varal. Nesse caso, a vaporização é denominada **evaporação**. A vaporização também pode acontecer com a formação de bolhas durante o aquecimento do líquido. Nesse caso, é chamada **ebulição** (popularmente, **fervura**).

2 Curva de aquecimento e curva de resfriamento

Partindo de água sólida (a −40 °C, por exemplo) e chegando até o estado gasoso (a 120 °C, por exemplo), registra-se durante o experimento a temperatura da amostra e o tempo transcorrido desde o início. Com os dados, pode-se elaborar um gráfico de temperatura da amostra de água em função do tempo transcorrido no aquecimento. Tal gráfico é conhecido como **curva de aquecimento da água** e tem um aspecto como o da figura Ⓐ abaixo.

Outra experiência que pode ser realizada em um laboratório convenientemente equipado é acompanhar a temperatura e o tempo transcorrido durante o resfriamento de uma amostra de água partindo do estado gasoso (a 120 °C, por exemplo) até o estado sólido (a −40 °C, por exemplo). O gráfico que relaciona a temperatura dessa amostra em função do tempo transcorrido no resfriamento é chamado de **curva de resfriamento da água** e aparece esboçado na figura Ⓑ.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3 Ponto de fusão (PF) e ponto de ebulição (PE)

Durante o aquecimento, figura Ⓐ, a água sofre fusão a 0 °C. Durante o resfriamento, figura Ⓑ, ela sofre solidificação também a 0 °C.

Vamos generalizar dizendo que:

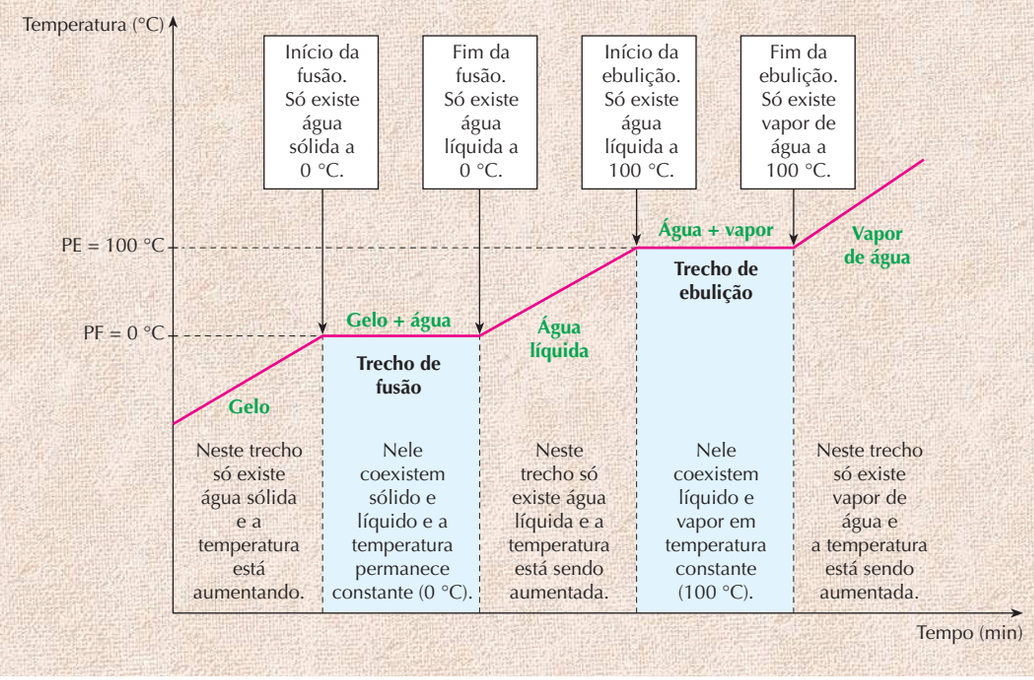
> O **ponto de fusão** de uma substância é a temperatura em que ela sofre fusão (durante o aquecimento) ou solidificação (durante o resfriamento).

Novamente, comparando as figuras Ⓐ e Ⓑ, percebemos que a água entra em ebulição e sofre condensação à mesma temperatura, 100 °C. Assim:

> O **ponto de ebulição** de uma substância é a temperatura em que ela sofre ebulição (durante o aquecimento) ou condensação (durante o resfriamento).

O ponto de ebulição das substâncias pode variar bastante, dependendo da pressão atmosférica do local em que a experiência é feita. A pressão atmosférica, por sua vez, varia sensivelmente com a altitude do local. **Vamos deixar subentendido, de agora em diante, que todos os dados relativos à ebulição referem-se à pressão atmosférica ao nível do mar**.

Curva de aquecimento da água pura passo a passo



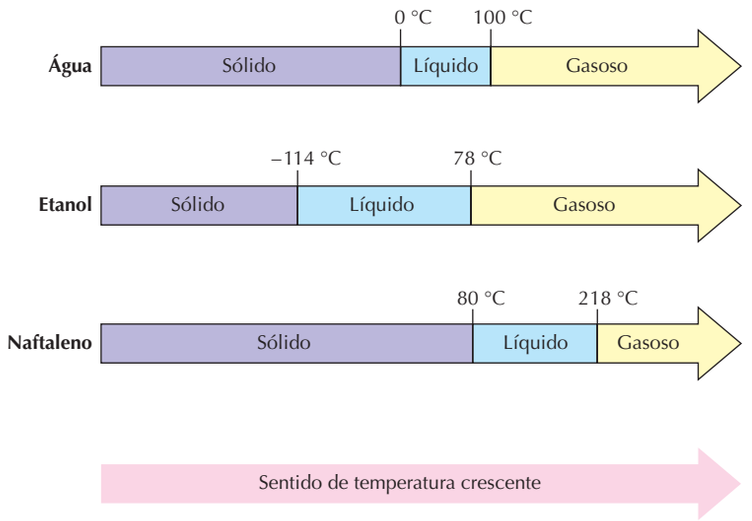
ADILSON SECCO

4 Previsões a partir dos valores de PF e PE

Saber os valores do ponto de fusão e do ponto de ebulição de uma substância significa poder prever se, em determinada temperatura, a substância estará sólida, líquida ou gasosa.

O esquema a seguir exemplifica previsões desse tipo usando como exemplo as substâncias água, etanol e naftaleno, cujos pontos de fusão e de ebulição aparecem na tabela 1.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



ADILSON SECCO

TABELA 1 **Ponto de fusão (PF) e ponto de ebulição (PE) de algumas substâncias, em graus Celsius (°C), ao nível do mar**

Substância	PF	PE	Substância	PF	PE	Substância	PF	PE
Tungstênio	3.422	5.555	Chumbo	327	1.749	Amônia	–78	–33
Platina	1.768	3.825	Enxofre	115	445	Metanol	–98	65
Ferro	1.538	2.861	Iodo	114	184	Cloro	–102	–34
Cobre	1.085	2.562	Naftaleno	80	218	Etanol	–114	78
Ouro	1.064	2.856	Benzeno	6	80	Metano	–182	–162
Prata	962	2.162	Água	0	100	Nitrogênio	–210	–196
Cloreto de sódio	801	1.465	Bromo	–7	59	Oxigênio	–219	–183
Alumínio	660	2.519	Mercúrio	–39	357	Hidrogênio	–259	–253

Fonte: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. **3**-4ss e **4**-39ss.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. Quando você sai de uma piscina e se expõe ao sol, sua pele fica seca depois de algum tempo. É correto dizer que a água:

a) vaporizou?
b) evaporou?
c) entrou em ebulição?
d) ferveu?

2. Às vezes, nos dias frios ou chuvosos, o lado interno dos vidros dos carros, em que há alguém, fica embaçado. Por que isso acontece?

3. Em alguns automóveis há, no vidro traseiro, filamentos (fios finos) que servem como desembaçadores. Ao apertar um botão no painel, o motorista faz esses filamentos se aquecerem e, por causa disso, o vidro é desembaçado.
Proponha uma explicação para o fato de os filamentos aquecidos desembaçarem o vidro.

4. Uma churrasqueira é feita de ferro. Sabendo que o ponto de fusão do ferro é 1.538 °C, o que você pode afirmar sobre a temperatura do carvão em brasa que está na churrasqueira, durante o preparo do churrasco? Explique.

5. Um termômetro de mercúrio só funciona adequadamente se o mercúrio contido em seu interior estiver líquido.
Consultando a tabela 1, que aparece na página anterior, responda: qual é a menor temperatura que podemos medir com um termômetro de mercúrio? Explique o raciocínio que você usou.

6. Dentro das lâmpadas comuns existe um filamento da substância chamada tungstênio. Quando a lâmpada está acesa, esse filamento fica muito quente e, em consequência, emite luz. Uma pessoa afirmou que o filamento atinge a temperatura de 4.000 °C quando a lâmpada está acesa.
Consulte a tabela 1, apresentada na página anterior, e responda: isso pode ser verdade? Justifique.

7. O ponto de fusão do ouro é 1.064 °C e o do rubi é 2.054 °C. Após um incêndio, foram encontrados os restos de um anel feito de ouro e rubi. O ouro estava todo deformado, pois derreteu durante o incêndio, mas o rubi mantinha seu formato original. O que se pode afirmar sobre a temperatura das chamas durante o incêndio? Justifique sua resposta.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

8. (Unicamp-SP) "Colocando-se água bem gelada num copo de vidro, em pouco tempo este fica molhado por fora, devido à formação de minúsculas gotas de água." Para procurar explicar este fato, propuseram-se as duas hipóteses seguintes:

a) Se aparece água do lado de fora do copo, então o vidro não é totalmente impermeável à água. As moléculas de água atravessando lentamente as paredes do vidro vão formando minúsculas gotas.

b) Se aparece água do lado de fora do copo, então deve haver vapor-d'água no ar. O vapor-d'água, entrando em contato com as paredes frias do copo, se condensa em minúsculas gotas.

Qual das duas hipóteses interpreta melhor os fatos? Como você justifica a escolha?

9. (Ufes) Dada a tabela a seguir, em relação ao estado físico das substâncias (pressão = 1 atm), a alternativa correta é:

Substância	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
I	−218	−183
II	−63	61
III	41	182
IV	801	1.473
V	1.535	2.885

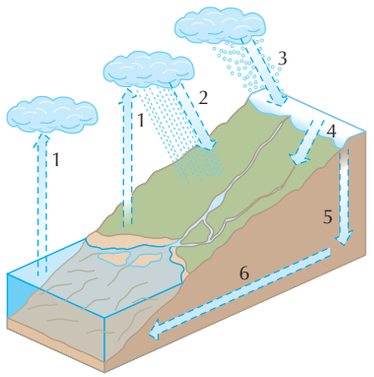
a) I é sólido a 30 °C.
b) II é líquido a 100 °C.
c) III é sólido a 25 °C.
d) IV é líquido a 480 °C.
e) V é gasoso a 2.400 °C.

10. (UFMG) Analise a tabela a seguir. Com relação ao estado físico (sólido, líquido, gasoso) das substâncias da tabela quando se encontram em um ambiente a 40 °C e na pressão de 1 atm, a alternativa verdadeira é:

	Substância	PF (°C)	PE (°C)
I	Clorofórmio	−63	61
II	Éter etílico	−116	34
III	Etanol	−117	78
IV	Fenol	41	182
V	Pentano	−130	36

a) IV, II e III são sólidos.
b) I, II e V são líquidos.
c) II e V são vapores.
d) I, II, III e V são gases.
e) IV é gás.

11. (Unicamp-SP) A figura abaixo representa o ciclo da água na Terra. Nela estão representados processos naturais que a água sofre em seu ciclo.



ADILSON SECCO

Com base no desenho, faça o que se pede:

a) Considerando que as nuvens são formadas por minúsculas gotículas de água, que mudança(s) de estado físico ocorre(m) no processo 1?

b) Cite pelo menos um desses processos (de 1 a 6) que, apesar de ser de pequena intensidade, ocorre no sul do Brasil. Qual o nome da mudança de estado físico envolvida nesse processo?

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5 Matéria

A mesa, a cadeira, as nossas roupas e o nosso organismo são exemplos de matéria. Todos os seres e objetos que fazem parte do nosso mundo são feitos de matéria.

Matéria é tudo o que tem massa e ocupa lugar no espaço.

5.1 Massa e unidades para expressá-la

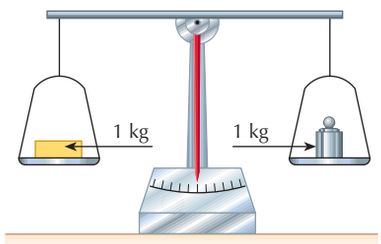
A massa de um corpo é uma grandeza (grandeza é tudo aquilo que podemos medir) associada à inércia desse corpo, ou seja, quanto maior a massa de um corpo, maior é a dificuldade de colocar esse corpo em movimento ou de, uma vez estando em movimento, fazê-lo parar. Trabalhar essa interpretação da massa associada ao conceito de inércia é algo que deixamos para o curso de Física. Vamos, numa abordagem simplificada (e igualmente correta), considerar a massa uma propriedade dos objetos que pode ser determinada com o uso de uma balança de dois pratos, como a que aparece nos desenhos a seguir.

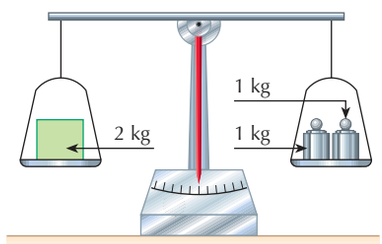
O primeiro passo para determinar a massa de objetos é a escolha de um padrão. O padrão de massa mais conhecido e utilizado é o **quilograma**, simbolizado por kg.

Dizer que um objeto possui massa de 1 kg (um quilograma) significa dizer que, ao colocá-lo num dos pratos da balança, o equilíbrio será estabelecido colocando-se no outro prato o objeto padrão de massa 1 kg. Um objeto possui massa de 2 kg (dois quilogramas) quando, colocado num dos pratos da balança, o equilíbrio é atingido com 2 objetos de massa 1 kg no outro prato. E assim por diante.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO





A **tonelada** e o **grama** são, respectivamente, múltiplo e submúltiplo importantes do quilograma. A tonelada (t) equivale a mil quilogramas:

1 tonelada = 1 t = 1.000 kg

O grama (g) é a milésima parte do quilograma (1 g = 0,001 kg) ou, de modo equivalente, o quilograma equivale a mil gramas (1 kg = 1.000 g):

1 grama = 1 g = 0,001 kg

5.2 Volume e unidades para expressá-lo

Ocupar lugar no espaço é uma característica da matéria associada à grandeza denominada **volume**. Em outras palavras, o volume de uma porção de matéria expressa o quanto de espaço é ocupado por ela.

Unidades de volume importantes são o **decímetro cúbico** (dm^3), o **litro** (L), o **centímetro cúbico** (cm^3), o **mililitro** (mL) e o **metro cúbico** (m^3).

O decímetro cúbico e o litro

O decímetro cúbico (dm^3) é o volume de um cubo cuja aresta mede 1 dm (um decímetro), ou seja, 10 cm. Essa unidade é equivalente ao litro (L).

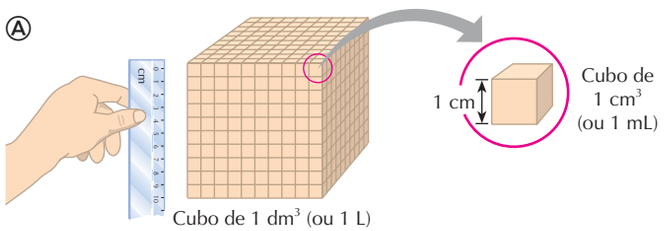
$$1\,dm^3 = 1\,L$$

O centímetro cúbico e o mililitro

O centímetro cúbico (cm^3) é o volume de um cubo cuja aresta tem a medida de 1 cm.

O desenho Ⓐ ilustra um decímetro cúbico. A régua foi ilustrada ao lado do cubo para evidenciar que a medida de sua aresta é 10 cm. Como pode-se perceber pela figura, o decímetro cúbico corresponde a mil centímetros cúbicos ($1\,dm^3 = 1.000\,cm^3$).

Ⓐ



ADILSON SECCO

A unidade de volume mililitro (mL) é definida como a milésima parte do litro. Como consequência dessa definição, um litro corresponde a mil mililitros (1 L = 1.000 mL).

E já que um decímetro cúbico equivale a um litro, podemos afirmar que:

$$1\,dm^3 = 1\,L = 1.000\,cm^3 = 1.000\,mL$$

Assim, decorre que:

$$1\,cm^3 = 1\,mL$$

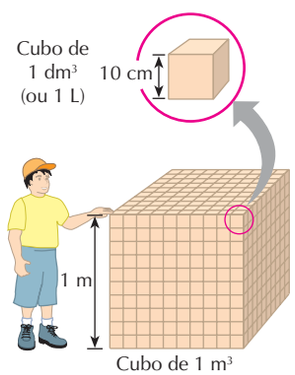
O metro cúbico

O metro cúbico é o volume de um cubo de aresta 1 m. Trata-se, portanto, de uma unidade de volume maior que as anteriores. A ilustração Ⓑ permite visualizar que um metro cúbico corresponde a mil decímetros cúbicos.

Assim, temos:

$$1\,m^3 = 1.000\,dm^3 = 1.000\,L$$

Ⓑ



ADILSON SECCO

Aplique o que você aprendeu

Após ter estudado as principais unidades de volume, procure avaliar o volume de recipientes tais como xícaras, copos, jarras, caixas de papelão, tanques de roupa, baldes, máquinas de lavar roupa, piscinas, banheiras etc.

Em cada caso, procure utilizar a unidade de volume mais adequada para expressar o volume.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em caso.

Exercício Resolvido

12. Um frasco de iogurte informa que contém 320 g do produto. A quanto equivale essa massa, em quilograma?

Resolução

Uma maneira de realizar a conversão de unidades de massa é por meio de uma regra de três.
No caso da conversão pedida, de grama para quilograma, podemos montar a regra de três da seguinte maneira:

Massa em gramas		Massa em quilogramas
1.000 g	———	1 kg
320 g	———	x

Essa montagem pode ser lida como "mil gramas equivalem a um quilograma, assim como trezentos e vinte gramas equivalem a x".
Efetuando a regra de três, chegamos ao valor de x:

$$x = \frac{320\ \text{g} \cdot 1\ \text{kg}}{1.000\ \text{g}} \Rightarrow \boxed{x = 0{,}320\ \text{kg}}$$

Portanto, a massa de 320 g equivale a 0,320 kg.

13. Qual é a massa, em gramas, de um bebê de 4,756 kg?

14. Um pacote com 500 folhas de papel tem massa de 2,5 kg. Admitindo que a massa das folhas seja igual, qual é a massa, em gramas, de cada uma delas?

15. Durante um mês, um elefante jovem, em crescimento, sofreu um aumento de massa de 0,179 t. A quantos quilogramas corresponde esse aumento de massa?

16. O miligrama (mg) é um submúltiplo do grama usado para expressar pequenas massas: um miligrama equivale à milésima parte do grama. Uma indústria farmacêutica produz um comprimido em que são colocados 500 mg da substância que atua como medicamento. Quantos comprimidos podem ser produzidos usando 50 kg dessa substância?

Exercício Resolvido

17. Quantos litros de água cabem em uma caixa-d'água com capacidade para 2,5 m^3?

Resolução

A conversão de unidades de volume também pode ser feita por meio de regra de três. No caso da conversão pedida, de metros cúbicos para litros, podemos montar a regra de três da seguinte maneira:

Volume em metros cúbicos		Volume em litros
1 m^3	———	1.000 L
2,5 m^3	———	x

Essa montagem pode ser lida como "um metro cúbico equivale a mil litros, assim como dois e meio metros cúbicos equivalem a x".
Efetuando a regra de três, chegamos ao valor de x:

$$x = \frac{2{,}5\ \text{m}^3 \cdot 1.000\ \text{L}}{1\ \text{m}^3} \Rightarrow \boxed{x = 2.500\ \text{L}}$$

Assim, 2,5 m^3 equivalem a 2.500 L.

18. O rótulo de uma garrafa de água mineral informa: "contém 1,5 litro". A quantos mililitros equivale esse volume?

19. Quantas xícaras de capacidade 50 mL podem ser preenchidas com um litro de chá preparado?

20. Um caminhão-pipa transporta 30 m^3 de água. Esse volume de água permite encher quantas caixas-d'água de 500 L?

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

6 Densidade

6.1 Conceituação de densidade

Em palavras: **A densidade de um objeto ou de uma amostra de certo material ou substância é o resultado da divisão da sua massa pelo seu volume.**

Em equação: $\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$ ou $d = \frac{m}{V}$

A unidade da densidade é composta por uma unidade de massa dividida por uma unidade de volume. Assim, podemos expressá-la, por exemplo, em g/cm^3, g/L, kg/L etc.

IARA VENANZI/KINO

▲ Compare a densidade do milho de pipoca com a da pipoca pronta. Qual dos dois é mais denso? Como você concluiu?

6.2 Densidade e flutuação

Comparando os valores de densidades:

$d_{água} = 1\ g/cm^3$, $d_{cortiça} = 0{,}32\ g/cm^3$, $d_{chumbo} = 11{,}3\ g/cm^3$

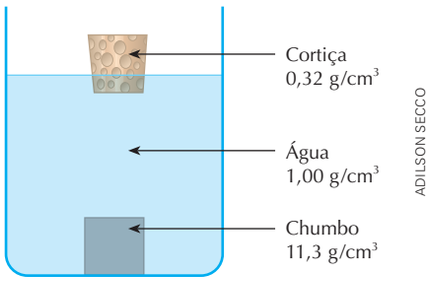
concluímos que:

$$d_{cortiça} < d_{água} < d_{chumbo}$$

A cortiça flutua na água porque é menos densa que ela e o chumbo afunda porque é mais denso que esse líquido.

A comparação entre as densidades permite prever se um corpo irá afundar ou flutuar em um certo líquido. Imagine, por exemplo, que uma bolinha de gude ($d = 2{,}7\ g/cm^3$) e um pedaço de isopor ($d = 0{,}03\ g/cm^3$) sejam colocados num frasco com azeite de oliva ($d = 0{,}92\ g/cm^3$). O que se pode prever?

O pedaço de isopor, menos denso que o azeite, irá flutuar nele. E a bolinha de gude, mais densa que ele, irá afundar.



ADILSON SECCO

6.3 Alguns fatores que afetam a densidade

A densidade depende, em primeiro lugar, do material considerado. Alguns valores de densidade aparecem na tabela 2.

Em segundo lugar, a densidade de um mesmo material depende da temperatura. Um aquecimento, por exemplo, provoca a dilatação do material (aumento de volume), e isso interfere no valor da densidade.

No caso de gases, cujo volume é muito sensível a variações de pressão, a densidade, além de depender da temperatura, depende também da pressão.

Mudanças de estado físico provocam mudanças na densidade de uma substância. A água líquida, por exemplo, tem densidade $1\ g/cm^3$, e a água sólida (gelo) tem densidade $0{,}92\ g/cm^3$. Isso permite entender por que o gelo flutua na água.

TABELA 2 **Densidade de algumas substâncias e de alguns materiais**

Substância	Densidade (g/cm^3) a 25 °C	Material	Densidade (g/cm^3) a 25 °C
Ósmio	22,6	Madeira balsa	0,11 a 0,14
Platina	21,5	Bambu	0,31 a 0,4
Ouro	19,3	Couro seco	0,86
Mercúrio	13,5	Manteiga	0,86 a 0,87
Chumbo	11,3	Borracha	0,91 a 1,25
Prata	10,5	Ébano	1,11 a 1,33
Cobre	8,96	Gelatina	1,27
Ferro	7,87	Osso	1,7 a 2,0
Iodo	4,93	Giz	1,9 a 2,8
Alumínio	2,70	Areia	2,14 a 2,36
Cloreto de sódio	2,17	Porcelana	2,3 a 2,5
Enxofre	2,07	Bola de gude	2,6 a 2,84
Água	1,00	Quartzo	2,65
Sódio	0,97	Granito	2,64 a 2,76
Lítio	0,53	Diamante	3,51

Fonte: LIDE, D. R. (ED.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. **4**-39ss e **15**-32.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ Nesta foto, há seis materiais com densidades diferentes. Os líquidos são gasolina (em cima), água (no meio) e mercúrio (no fundo). A cortiça flutua na gasolina. Um pedaço de madeira afunda na gasolina, mas flutua na água. E o latão afunda na água, mas flutua nom ercúrio.

TÓXICO

LÍQUIDO INFLAMÁVEL

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

O experimento cujo resultado é retratado na foto acima NÃO deve ser feito pelo estudante.

O mercúrio, cujos vapores são facilmente absorvidos, é um metal tóxico e tem efeito cumulativo no organismo.

A gasolina desprende vapores tóxicos e é inflamável, oferecendo risco de incêndio, queimaduras e explosão.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CASOS INTERESSANTES ENVOLVENDO DENSIDADE

O clorofórmio (d = 1,4 g/cm^3) é vendido, em lojas de produtos químicos, por massa; já o éter comum (d = 0,8 g/cm^3) é vendido por volume.

Se ambos são líquidos, por que um é vendido por massa e o outro por volume?

Sendo a densidade da água igual a 1,0 g/cm^3, isso significa que cada 1,0 g de água ocupa um volume de 1,0 cm^3, ou cada 1,0 kg de água ocupa um volume de 1,0 litro. Utilizando esse raciocínio, cada 1,0 litro de clorofórmio possui uma massa de 1,4 kg; já 1,0 litro de éter possui uma massa de 0,8 kg. Líquidos mais densos que a água costumam ser vendidos por massa; os menos densos costumam ser vendidos por volume.

Agora reflita sobre o caso dos sorvetes de massa industrializados e vendidos em potes de plástico. São comercializados por massa ou por volume? Por quê?

Outro caso interessante relacionado ao conceito de densidade é o da facilidade com que uma pessoa flutua no Mar Morto. Veja a foto e a legenda abaixo.

Ao bater creme de leite em uma batedeira este se transforma em *chantilly*. Nesse processo, ar é incorporado ao creme de leite, causando um aumento de volume. A massa antes (creme de leite) e depois (*chantilly*) é praticamente a mesma, pois somente ar foi acrescentado.

Assim, o creme de leite, por ter mais massa em um certo volume (mais denso), é vendido por massa; já o *chantilly*, com menos massa em um certo volume (menos denso), é vendido por volume.

HUGH SITTON/STONE-GETTY IMAGES

◀ Uma pessoa flutua sem esforço nas águas do Mar Morto. Lá, para cada litro de água do mar, existem cerca de 360 g de sais dissolvidos, enquanto no litoral do Brasil, por exemplo, para cada litro de água do mar, existem cerca de 37 g de sais dissolvidos.

Ⓐ

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Ⓑ

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Ⓒ

SGM/AGE-KEYSTOCK

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Ⓐ Creme de leite é vendido por massa.

Ⓑ *Chantilly* é vendido por volume.

Ⓒ Au (d = 19,3 g/cm^3); 1 L de Au tem massa 19,3 kg.

Ⓓ Qual seria o **grande erro** dessa foto?

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

21. Um bloco de metal tem volume de 200 mL e massa de 1.792 g.

a) Qual a densidade desse metal, expressa em g/cm^3?

b) Qual o volume de uma amostra de 1 kg desse metal?

Resolução

a) Podemos determinar a densidade dividindo a massa (1.792 g) pelo volume (200 mL, ou seja, 200 cm^3):

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow d = \frac{1.792\ g}{200\ cm^3} \Rightarrow \boxed{d = 8{,}96\ g/cm^3}$$

b) Conhecida a densidade, que expressa a relação de proporcionalidade entre massa e volume para certo material numa dada temperatura, podemos utilizá-la para determinar o volume de uma amostra de 1 kg (1.000 g):

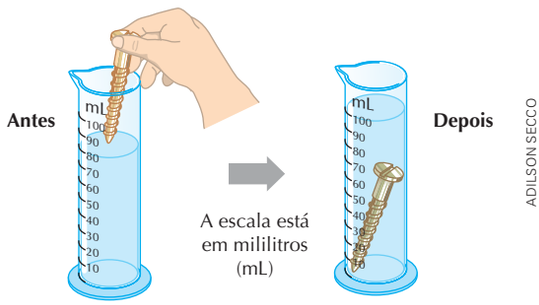
$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow d = 8{,}96\ g/cm^3 = \frac{1.000\ g}{V} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V = \frac{1.000\ \cancel{g}}{8{,}96\ \frac{\cancel{g}}{cm^3}} \Rightarrow \boxed{V = 111{,}6\ cm^3}$$

22. Um caminhão transporta 5 t de uma variedade de madeira cuja densidade é 0,7 g/cm^3. Qual o volume da madeira que está sendo transportada, expresso em:

a) litros? **b)** metros cúbicos?

23. Um estudante desejava medir o volume de um parafuso grande. Para isso, colocou água numa proveta (cilindro com graduação de volume) e determinou o volume da água colocada. A seguir, jogou o parafuso dentro da proveta e determinou novamente o volume. Os desenhos abaixo ilustram o que ele observou.



ADILSON SECCO

a) Qual é o volume do parafuso?

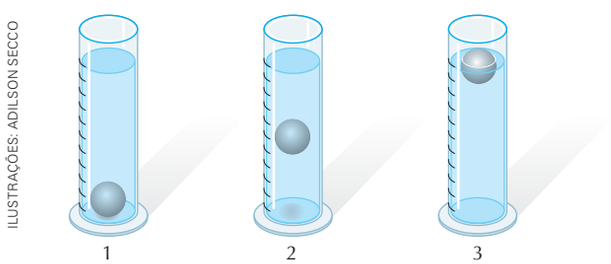
b) Sabendo que a massa do parafuso é 157,4 g, determine a densidade do material de que ele é feito, em g/cm^3.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

24. (UFPE) Para identificar três líquidos — de densidades 0,8, 1,0 e 1,2 — o analista dispõe de uma pequena bola de densidade = 1,0. Conforme a posição das bolas apresentadas no desenho abaixo, podemos afirmar que:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

a) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 0,8, 1,0 e 1,2.

b) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,2, 0,8 e 1,0.

c) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,0, 0,8 e 1,2.

d) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,2, 1,0 e 0,8.

e) os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,0, 1,2 e 0,8.

25. (FMTM-MG) Considere as substâncias e suas respectivas densidades à temperatura ambiente:

Substância	Densidade (g/mL)
Ácido sulfúrico	1,8410
Tolueno	0,8669
Acetona	0,7899

Há maior massa em um litro de:

a) ácido sulfúrico que em dois litros de tolueno.

b) tolueno que em dois litros de acetona.

c) acetona que em dois litros de tolueno.

d) ácido sulfúrico que em três litros de acetona.

e) tolueno que em dois litros de ácido sulfúrico.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

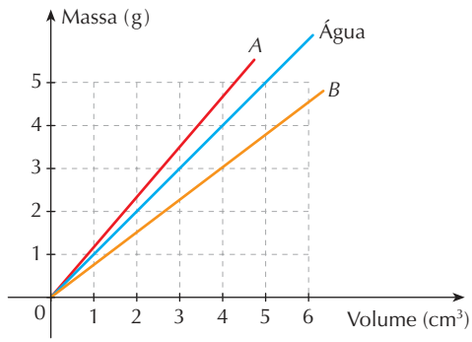
26. (UFPI-modificado) Em uma cena de um filme, um indivíduo corre carregando uma maleta tipo 007 (volume de 20 dm^3) cheia de barras de um certo metal. Considerando que um adulto de massa média (70 kg) pode deslocar, com uma certa velocidade, no máximo o equivalente à sua própria massa, indique qual o metal contido na maleta, observando os dados da tabela a seguir.

Densidade em g/cm^3	
Alumínio	2,7
Zinco	7,1
Prata	10,5
Chumbo	11,4
Ouro	19,3

(Dado: 1 dm^3 = 1 L = 1.000 cm^3.)

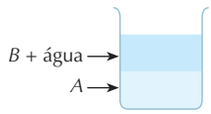
a) Alumínio.
b) Zinco.
c) Prata.
d) Chumbo.
e) Ouro.

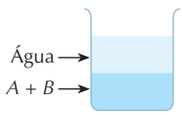
27. (Fatec-SP) No gráfico que se segue, foram projetados dados de massa e volume para três líquidos: *A*, *B* e água. Sabe-se que o líquido *A* é insolúvel tanto em *B* quanto em água, e que o líquido *B* é solúvel em água.

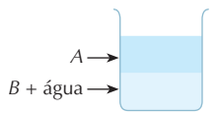


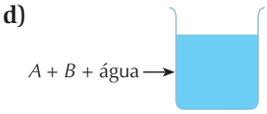
ADILSON SECCO

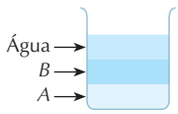
Considerando os dados do gráfico e os de solubilidade fornecidos, uma mistura dos três líquidos num recipiente apresentará o seguinte aspecto:

a)


b)


c)


d)


e)


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

7 Substâncias químicas

Uma **substância** é uma porção de matéria que tem **propriedades bem definidas e que lhe são características**.

Dentre essas propriedades, estão o ponto de fusão, o ponto de ebulição, a densidade, o fato de ser inflamável ou não, a cor, o odor etc. Duas substâncias diferentes podem, eventualmente, possuir algumas propriedades iguais, mas nunca todas elas. Caso aconteça de todas as propriedades de duas substâncias serem iguais, então elas são, na verdade, a mesma substância.

Nas fotografias a seguir, são mostrados exemplos de substâncias — água, enxofre, ferro e cloreto de sódio (componente principal do sal de cozinha) — e, nas legendas, são mencionadas algumas de suas propriedades.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ A substância água, líquido incolor com PF = 0 °C, PE = 100 °C, d = 1,00 g/cm^3.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ A substância enxofre, sólido amarelo com PF = 115 °C, PE = 445 °C, d = 2,07 g/cm^3.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ A substância ferro, sólido cinza-metálico com PF = 1.538 °C, PE = 2.861 °C, d = 7,87 g/cm^3.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ A substância cloreto de sódio, sólido branco com PF = 801 °C, PE = 1.465 °C, d = 2,17 g/cm^3.

8 Substâncias puras × misturas

A água possui densidade 1,00 g/cm^3 e o cloreto de sódio, 2,17 g/cm^3. Ao acrescentar cloreto de sódio à água e mexer, obtém-se uma mistura cuja densidade é diferente da dos dois componentes isolados. Analise a tabela 3, abaixo, que ajuda a esclarecer esse ponto.

TABELA 3 **Densidade de algumas misturas de água e cloreto de sódio**

Porcentagem de sal na massa total da mistura	Densidade (g/cm^3) a 20 °C	Porcentagem de sal na massa total da mistura	Densidade (g/cm^3) a 20 °C
1	1,005	14	1,101
2	1,013	16	1,116
4	1,027	18	1,132
6	1,041	20	1,148
8	1,056	22	1,164
10	1,071	24	1,184
12	1,086	26	1,197

Fonte: FURNISS, B. S. et al. *Vogel's Textbook of Practical Organic Chemistry*. 4. ed. Londres: Longman, 1987. p. 1.312.

Como se pode perceber, qualquer mistura de água e cloreto de sódio possui uma densidade tal que não lhe permite ser classificada nem como água nem como sal.

Verifica-se experimentalmente que uma mistura de água e cloreto de sódio, colocada num congelador, não congela a 0 °C. Essa mistura inicia seu congelamento abaixo de 0 °C (o valor exato depende do teor de sal) e a temperatura não permanece constante durante o congelamento, mas diminui gradualmente.

Quando aquecida, verifica-se que essa mistura não entra em ebulição a 100 °C. Ela começa a ferver acima de 100 °C (o valor exato depende do teor de sal) e a temperatura não permanece constante durante a ebulição, mas aumenta progressivamente.

Perceba, portanto, que uma mistura de água e cloreto de sódio possui propriedades que não são características da água nem do sal.

Agora podemos estabelecer uma importante diferença entre **substância pura** e **mistura**.

Uma **substância pura**, como o próprio nome diz, está pura, ou seja, não está misturada com outra substância ou com outras substâncias. Em geral, quando um químico refere-se, por exemplo, à **substância** água ele está deixando subentendido que se refere à **substância pura** água.

Já uma **mistura** é uma porção de matéria que corresponde à adição de duas ou mais substâncias puras. A partir do momento em que elas são adicionadas, deixam obviamente de ser consideradas substâncias puras. Elas passam a ser as substâncias **componentes** da mistura.

8.1 Misturas heterogêneas e misturas homogêneas

Uma **mistura heterogênea** é uma mistura que não possui as mesmas propriedades em toda a sua extensão.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Uma **mistura homogênea** é uma mistura que tem as mesmas propriedades em todos os seus pontos.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ Mistura (heterogênea) de pó de enxofre e pó de ferro.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ Mistura (homogênea) de água e açúcar.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ Mistura (heterogênea) de água e óleo.

8.2 Número de fases de uma mistura

Podemos definir **fase** como uma porção de uma amostra de matéria que apresenta as mesmas propriedades. Uma fase pode apresentar-se contínua ou fragmentada em várias partes.

Para deixar isso mais claro, considere o caso da mistura de óleo e água da foto Ⓒ mostrada anteriormente. Trata-se de uma mistura heterogênea, na qual uma fase é óleo e a outra fase é água. Nesse exemplo, ambas as fases são contínuas.

Na mistura de ferro e enxofre (foto Ⓐ), os grãozinhos de ferro constituem uma fase, e os grãozinhos de enxofre constituem outra fase. Diferentemente da mistura de água e óleo, nesse caso cada fase apresenta-se fragmentada em muitas partes.

Numa mistura de água e açúcar, foto Ⓑ, que é homogênea, existe uma só fase. Isso pode ser generalizado para todas as misturas homogêneas. Já que elas apresentam as mesmas propriedades em todos os seus pontos, são constituídas necessariamente por uma única fase.

Uma **mistura homogênea apresenta uma só fase** e uma **mistura heterogênea apresenta duas ou mais fases**.

AS SOLUÇÕES E O COTIDIANO

Solução é o nome dado pelos químicos para qualquer **mistura homogênea**.

Quando você coloca um pouco de açúcar na água e mexe até obter uma só fase, está fazendo uma solução. O mesmo acontece se você adicionar um pouquinho de sal à água e misturar bem.

Em Química o verbo **dissolver** pode ser empregado de duas maneiras.

Podemos usá-lo para nos referirmos ao ato praticado por uma pessoa ao fazer uma solução. Uma frase como "eu dissolvi o açúcar em água" exemplifica esse uso.

Outro modo de usar o verbo **dissolver** é aplicá-lo a uma substância, a fim de expressar a propriedade que a substância tem de misturar-se a outra, originando uma solução. Numa frase como "a água dissolve o açúcar" temos um exemplo desse tipo de uso.

Quando uma substância é capaz de dissolver outra, costumamos chamá-la **solvente**. Assim, a água é um solvente para o açúcar, para o sal, para o álcool e para várias outras substâncias.

A substância que é dissolvida num solvente, a fim de fazer uma solução, é denominada **soluto**.

Se uma solução é preparada com o solvente água, dizemos que é uma **solução aquosa**. Ao dissolver açúcar em água, por exemplo, obtemos uma solução aquosa de açúcar, na qual a água é o solvente e o açúcar é o soluto.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

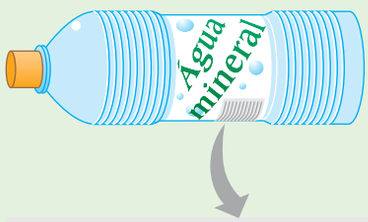
São inúmeras as soluções presentes em nosso cotidiano, principalmente as soluções aquosas. Entre os exemplos destas últimas, temos os sucos de frutas, os refrigerantes (desconsiderando as bolhas de gás eventualmente presentes), a saliva, o plasma sanguíneo, a urina, a água da chuva e até mesmo a água potável.

Observe atentamente os rótulos de garrafas de água mineral e de outros produtos. Você perceberá que eles costumam informar quais os componentes da solução aquosa e quais as concentrações de cada um.

Embora a maior parte das soluções esteja no estado líquido, existem também soluções gasosas e soluções sólidas.

O ar atmosférico, convenientemente filtrado para eliminar partículas nele dispersas, é um exemplo de solução gasosa, na qual predominam o gás nitrogênio (cerca de 78%) e o gás oxigênio (cerca de 21%).

Entre as soluções sólidas, podemos destacar o ouro usado pelos joalheiros (mistura de ouro e cobre em proporção adequada) e o latão (mistura de cobre e zinco em proporção adequada).



A água mineral é um exemplo de solução aquosa na qual há vários solutos presentes.

ADILSON SECCO

Composição química (miligramas por litro)

Sulfato de bário	0,51
Sulfato de estrôncio	0,21
Sulfato de cálcio	2,53
Bicarbonato de cálcio	59,86
Bicarbonato de magnésio	34,66
Bicarbonato de potássio	5,63
Bicarbonato de sódio	9,73
Nitrato de sódio	6,51
Cloreto de sódio	6,53

8.3 Número de fases de uma substância pura

Considere um frasco contendo apenas água líquida. O conteúdo desse frasco possui as mesmas propriedades em todos os seus pontos e, portanto, existe apenas uma fase presente.

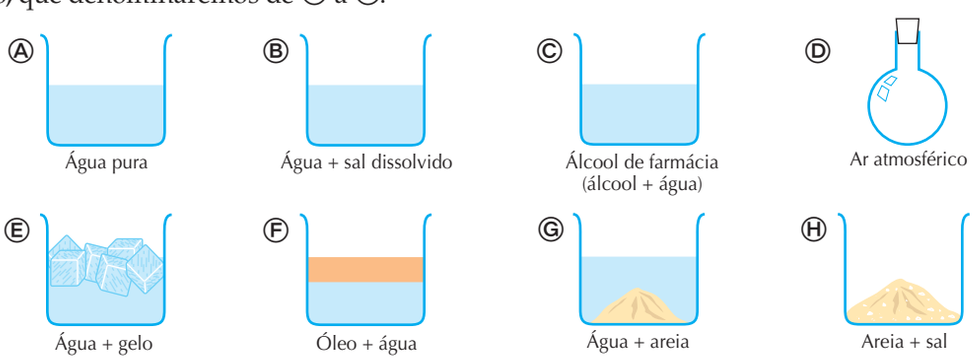
Agora imagine que a esse frasco seja adicionada uma pedra de gelo. Dentro do frasco continuará havendo apenas uma substância pura: a substância água. Só que ela está em dois estados físicos distintos (isso antes de o gelo derreter totalmente). Dentro do frasco existirão duas fases distintas: a fase líquida e a fase sólida. Essas fases diferem em pelo menos uma de suas propriedades, a densidade (a da água líquida é 1,0 g/cm^3 e a do gelo é 0,92 g/cm^3).

> Numa amostra de substância pura, em que ela esteja em diferentes estados físicos, haverá mais de uma fase. E cada estado físico presente corresponderá a uma fase.

8.4 Conceituação de sistema

> **Sistema** é uma porção de matéria escolhida para ser estudada.

Consideremos, como sistemas a serem estudados, o conteúdo dos frascos esquematizados abaixo, que denominaremos de Ⓐ a Ⓗ.

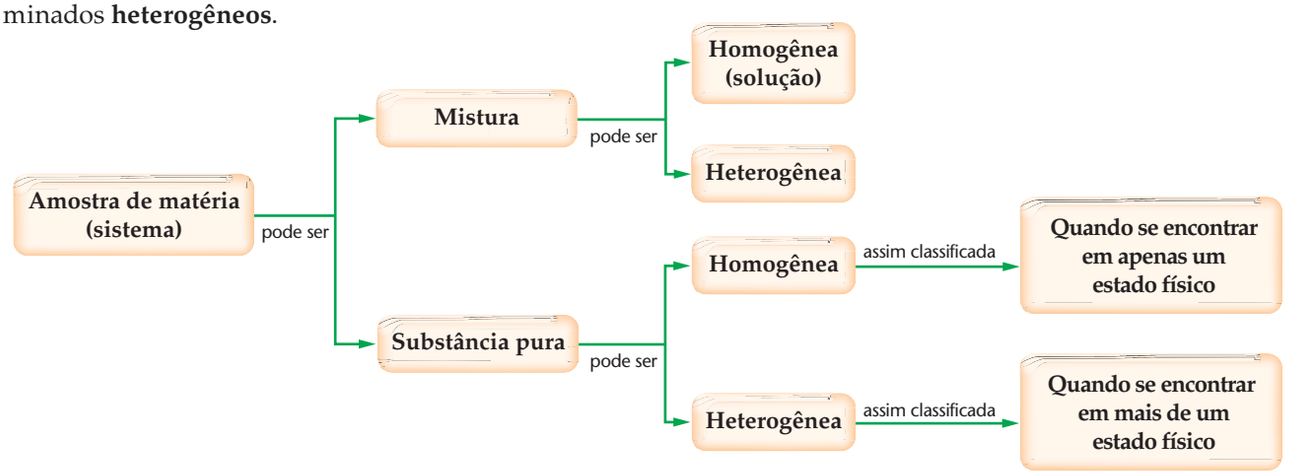


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

A investigação experimental desses sistemas permite determinar que Ⓐ, Ⓑ, Ⓒ e Ⓓ apresentam propriedades uniformes em todos os seus pontos, ou seja, possuem uma única fase. Tais sistemass ãod enominados **homogêneos**.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Os sistemas Ⓔ, Ⓕ, Ⓖ e Ⓗ, por sua vez, apresentam mais de uma fase e são, por isso, denominados **heterogêneos**.



Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercício Resolvido

28. Um sistema é formado por uma "pedra" de gelo, água no estado líquido, sal dissolvido na água e três bolinhas da substância chamada polietileno (um plástico menos denso que a água).

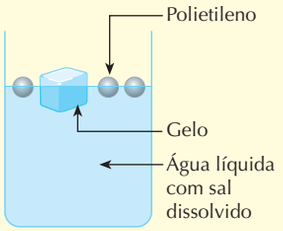
a) Quantas fases há nesse sistema?

b) Quantos componentes formam esse sistema (isto é, quantas substâncias químicas diferentes há nele)?

Resolução

a) O sistema pode ser esquematizado como aparece abaixo, sendo que nele existem 3 fases:

- gelo
- água no estado líquido com sal dissolvido
- polietileno



ADILSON SECCO

b) As diferentes substâncias existentes no sistema são:

- água (nos estados sólido e líquido)
- sal
- polietileno

Há, portanto, 3 componentes no sistema.

29. Um sistema é formado por água no estado líquido, dois pedaços de chumbo e açúcar dissolvido na água.

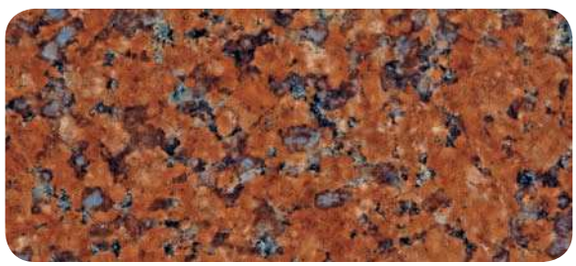
a) Quantas fases há nesse sistema?

b) Quantos componentes há no sistema todo?

c) Quantos componentes há em cada uma das fases?

30. O número de componentes de um sistema é sempre igual ao número de fases?
Dê exemplos que sustentem sua resposta.

31. O granito, mostrado em tamanho natural abaixo, é uma rocha na qual existem três fases sólidas. Uma delas, geralmente esbranquiçada, é formada pela substância quartzo. Outra, cinzenta ou bege, é formada pela substância feldspato. E uma terceira fase, geralmente preta, é constituída pela substância mica.



PHOTODISC/GETTY IMAGES

a) O granito é uma substância ou uma mistura? Justifique.

b) O granito é uma solução? Por quê?

32. Imagine um sistema formado por gelo, água líquida, um pedaço de granito, sal e açúcar. O sal e o açúcar estão ambos dissolvidos na água.

a) Quantas fases há nesse sistema?

b) Quantos componentes formam esse sistema?

c) Quantos componentes há em cada fase?

d) Qual das fases é uma solução? Qual dos componentes dessa fase é o solvente?

33. Sobre uma solução aquosa de açúcar responda:

a) Quantas fases há nela?

b) Qual é o solvente?

c) Qual é o soluto?

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

34. (FMU/Fiam-Faam/Fisp-SP) Considere as seguintes substâncias:

I. H_2O (ℓ) – água

II. Hg (ℓ) – mercúrio

III. $C_{12}H_{22}O_{11}$ (s) – sacarose (açúcar)

IV. CO_2 (g) – gás carbônico

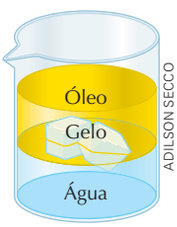
V. N_2 (g) – gás nitrogênio

Quando misturadas em quaisquer proporções, sempre formarão um sistema homogêneo:

a) somente I e II.
b) somente I, II e III.
c) somente III e IV.
d) somente IV e V.
e) todas.

▲ **Comentário dos autores:**
Você não depende do conhecimento das fórmulas químicas apresentadas para resolver esse teste.

35. (UFC-CE) Determine a alternativa **correta**. Em um mesmo recipiente foram colocados óleo, gelo e água, que se mantêm em equilíbrio conforme a figura ao lado. O sistema apresenta:

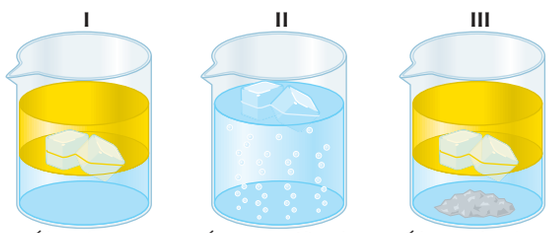


ADILSON SECCO

a) três fases e três substâncias.
b) duas fases em estados físicos diferentes.
c) três fases em um único estado físico.
d) duas substâncias equilibradas em três fases.
e) duas fases e duas substâncias.

36. (Ufes) Observe a representação dos sistemas I, II e III e seus componentes. O número de fases em cada um é, respectivamente:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO



a) 3, 2 e 4
b) 3, 3 e 4
c) 2, 2 e 4
d) 3, 2 e 5
e) 3, 3 e 6

37. (UFRGS-RS) Constitui exemplo de sistema bifásico com um componente:

a) álcool hidratado.
b) água com cubos de gelo.
c) água salgada.
d) óleo grafitado.
e) ar liquefeito.

38. (Uece) "... a mica se misturou mais intimamente com o feldspato e o quartzo para formar a rocha por excelência, a pedra mais dura de todas, a que suporta, sem ser esmagada, os quatro andares terrenos do globo..." (do livro *Viagem ao Centro da Terra*, de Júlio Verne). A rocha mencionada pelo autor é:

a) uma mistura heterogênea – o granito
b) uma substância pura – o calcário
c) uma mistura homogênea – o mármore
d) uma liga metálica – a pirita

39. (UFRGS-RS) Considere as seguintes propriedades de três substâncias líquidas:

Substâncias	Densidade (g/mL a 20 °C)	Solubilidade em água
Hexano	0,659	insolúvel
Tetracloreto de carbono	1,595	insolúvel
Água	0,998	—

Misturando-se volumes iguais de hexano, tetracloreto de carbono e água, será obtido um sistema:

a) monofásico.
b) bifásico, no qual a fase sobrenadante é o hexano.
c) bifásico, no qual a fase sobrenadante é o tetracloreto de carbono.
d) trifásico, no qual a fase intermediária é o tetracloreto de carbono.
e) bifásico ou trifásico, dependendo da ordem de colocação das substâncias durante a preparação da mistura.

▲ **Comentário dos autores:**
Tetracloreto de carbono e hexano são miscíveis entre si. E "sobrenadante" é a fase líquida superior de um sistema heterogêneo.

40. Comente as seguintes frases, dizendo se cada uma é correta ou não.

a) "Um sistema que apresente uma só fase é com certeza formado por uma única substância química."
b) "Um sistema formado por uma única substância química certamente apresenta uma única fase."

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

9 Processos de separação (fracionamento) de misturas

9.1 Decantação

Em uma mistura *heterogênea sólido/líquido*, como areia/água, a fase mais densa tende a ocupar a posição inferior, enquanto a menos densa tende a ocupar a posição superior.

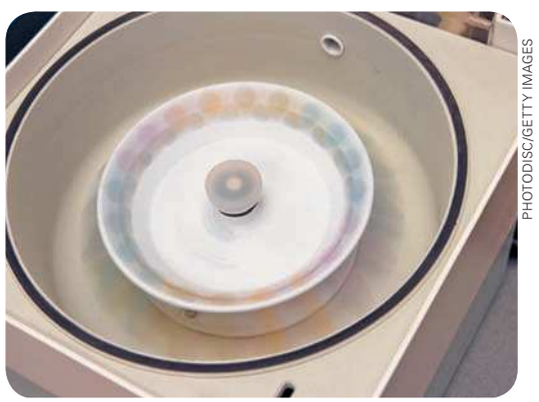
Uma maneira de separar uma mistura de água e areia é esperar que a areia, mais densa que a água, se deposite no fundo do recipiente. (Essa deposição de sólido no fundo é chamada por alguns de *sedimentação*.)

Após a deposição da areia no fundo, pode-se transferir a água para outro recipiente, inclinando-se lentamente o frasco em que está a mistura. A técnica é denominada **decantação**.

9.2 Centrifugação (acelerando a decantação)

Caso a separação das fases de uma mistura heterogênea sob ação da gravidade seja muito lenta, ela pode ser apressada submetendo a mistura a uma intensa rotação, técnica conhecida como **centrifugação**, realizada em aparelhos denominados *centrífugas*.

▲ Centrífuga desligada.



▲ Centrífuga em rotação.

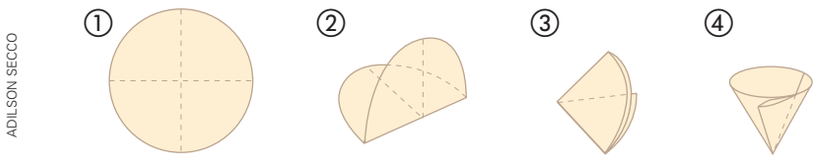
Na indústria de laticínios, por exemplo, a nata é separada do leite com o uso de grandes centrífugas. Girando a grande velocidade, o leite, mais denso, deposita-se no fundo do recipiente, enquanto a nata, menos densa, concentra-se na parte superior.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

9.3 Filtração simples

Para separar *misturas heterogêneas sólido/líquido*, existe um outro processo, um pouco mais trabalhoso, porém de maior eficiência que a decantação: é a **filtração**, técnica que consiste em despejar a mistura sobre uma superfície porosa apropriada, o filtro. Este permite que a fase líquida o atravesse, mas retém a fase sólida, propiciando uma separação de ambas.

O papel de filtro, bastante empregado em laboratórios, é elaborado com fibras de papel entrelaçadas de modo que os orifícios entre elas (invisíveis a olho nu) atuem como os orifícios de uma peneira. As partículas formadoras da água — que em outro capítulo denominaremos *moléculas de água* — são tão pequenas que passam por dentro desses orifícios. Já as partículas de areia, maiores que eles, são retidas pelo papel.



ADILSON SECCO

▲ Modo como o papel de filtro pode ser dobrado

SÉRGIO DOTTA JR./CID

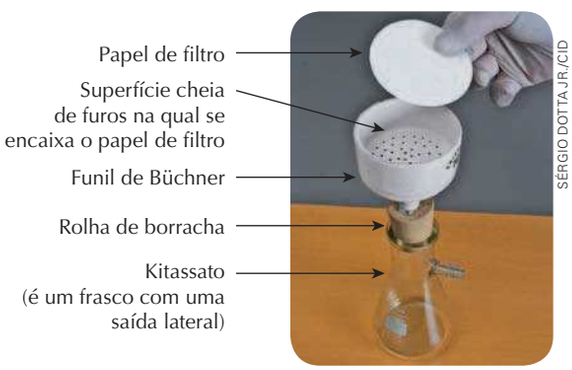
▲ Filtração de uma mistura de água e areia.

9.4 Filtração a vácuo (acelerando a filtração)

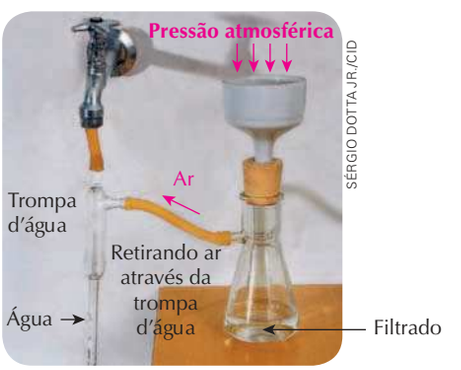
Num laboratório é comum haver *misturas heterogêneas sólido/líquido* cuja filtração é muito demorada. (Um exemplo caseiro é o da mistura de farinha e água, que demora muito mais para ser filtrada que uma mistura de água e areia.)

Para acelerar a filtração foi desenvolvido o processo da **filtração a vácuo**, que é ilustrado nas fotos abaixo. Nesse processo, o papel de filtro é ajustado à superfície de um funil apropriado, o funil de Büchner, que é conectado à boca de um frasco especial, o kitassato.

O dispositivo denominado trompa d'água (ou trompa de vácuo) é ligado ao kitassato. Dentro da trompa passa água corrente, que "arrasta" ar consigo. Esse fluxo remove um pouco de ar de dentro do kitassato e faz a pressão interna ficar menor que a pressão atmosférica. Consequentemente, a pressão atmosférica força a fase líquida da mistura a passar mais rapidamente pelo papel de filtro.



SÉRGIO DOTTA JR./CID



SÉRGIO DOTTA JR./CID

FILTRAÇÃO NO COTIDIANO

Uma **filtração simples** é realizada quando se prepara um café. As partículas do pó de café que não se dissolvem na água ficam retidas no filtro (resíduo), enquanto a água (solvente) e as partículas de café que nela se dissolveram (soluto) passam através dele. Quando preparamos café ou chá, a água quente realiza a **extração** dos componentes solúveis do café ou do chá.

GABOR NEMES/KINO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Quando se usa um aspirador de pó, a fase sólida fica retida no filtro do aspirador e a fase gasosa passa por ele. A mistura de ar e poeira, que é uma mistura heterogênea sólido-gás, é separada utilizando-se **filtração a vácuo**.

JAUME GUAL/AGE-KEYSTOCK

9.5 Funil de separação

Para separar *misturas heterogêneas líquido/líquido*, como óleo/água, os químicos utilizam um aparelho de vidro, o **funil de separação** (também chamado de *funil de decantação* ou *funil de bromo*), mostrado na foto ao lado.

Para efetuar a separação, a mistura é colocada dentro do funil. A torneira é ligeiramente aberta, permitindo o escoamento gradual da fase inferior, que é recolhida em outro frasco. Fechando-se a torneira no exato momento em que a fase inferior acabou de escoar, consegue-se a separação de ambas as fases.

SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Funil de separação em uso.

9.6 Dissolução fracionada

Dos muitos métodos que existem para separar *misturas heterogêneas de dois ou mais sólidos*, vamos analisar um em particular: a **dissolução fracionada**.

Essa técnica de separação está baseada na diferente tendência de os sólidos componentes de uma mistura se dissolverem em determinado solvente. Para ocorrer a separação, um dos sólidos deve se dissolver no solvente e o outro não.

Como exemplo, consideremos a mistura heterogênea sal e areia. Como separá-los?

Inicialmente, adicionamos água à mistura. A água dissolve o sal, mas não dissolve a areia. Após mexer bem, obtemos um sistema heterogêneo constituído por duas fases: uma delas é a solução de sal em água, e a outra é a areia, que não se dissolveu na água.

Em seguida a mistura é filtrada. A areia fica retida no filtro, enquanto a solução de sal em água passa por ele. A água pode ser eliminada por evaporação ou ebulição, restando o sal.

9.7 Evaporação e destilação simples

Evaporação

Um meio de fazer a separação da mistura água/sal é simplesmente esperar pela **evaporação** completa da água, por exemplo, sob a ação do calor solar. Assim que a evaporação acabar, restará o sal.

A evaporação é uma técnica barata, usada para se obter o componente sólido que está dissolvido no líquido (o sal, no caso). O componente líquido (a água, no caso) é perdido no processo. A evaporação é usada, portanto, quando só há interesse na fase sólida; a líquida, então, é desprezada.

Esse processo tem larga utilização nas salinas, instalações nas quais a água do mar é colocada em tanques largos e rasos, para que vá evaporando gradualmente. Com a evaporação da água, obtém-se o sal sólido. Este, em seguida, passa por um processo de purificação, ou refino, durante o qual são eliminadas as impurezas presentes. Principalmente duas dessas impurezas, o cloreto de magnésio e o sulfato de magnésio, se não forem eliminadas, darão ao produto um sabor amargo indesejável.

ANA HOCHHEIN/SAMBAPHOTO

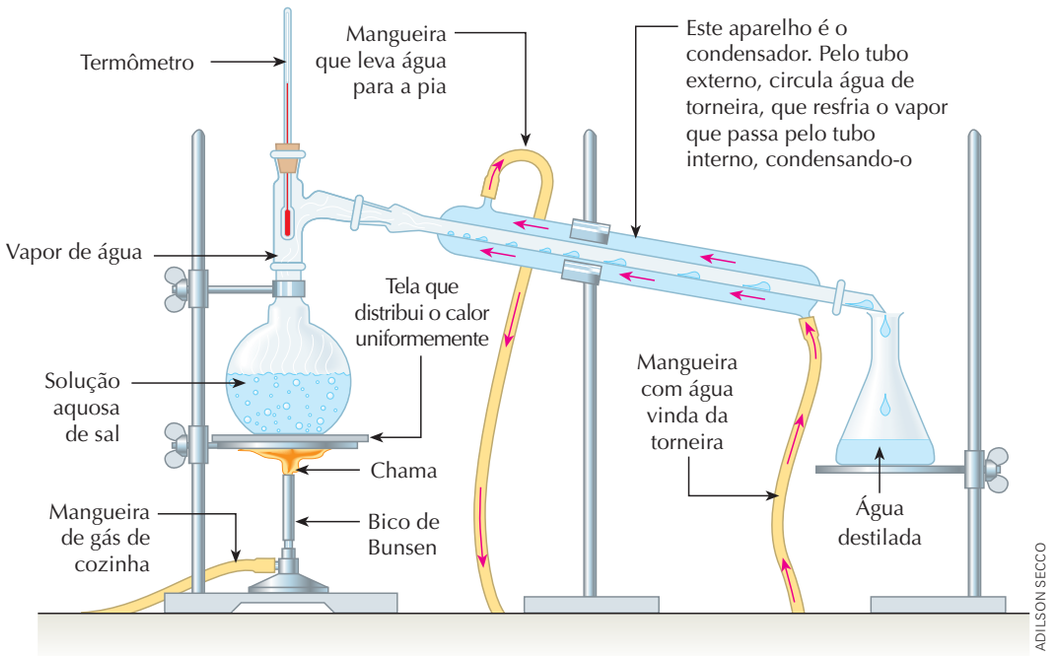
▲ Nas salinas, a evaporação da água possibilita a obtenção do sal. Cabo Frio, RJ, 2001.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Destilaçãos imples

Como proceder se o interesse for obter água pura a partir da água do mar?

Para separar a mistura de água e sal, e também recuperar a água, emprega-se a **destilação simples**, ilustrada a seguir.



A mistura é aquecida em um balão de vidro e a água entra em ebulição, mas o sal não. O vapor de água passa pelo interior do condensador, que é resfriado por água corrente. Com esse resfriamento, esse vapor condensa-se. A água líquida, isenta de sal, é recolhida no recipiente da direita (erlenmeyer) e, ao final, restará sal sólido no balão de vidro.

O líquido purificado que é recolhido no processo de destilação recebe o nome de **destilado** (nesse caso, trata-se de água destilada). A destilação simples é utilizada quando há interesse nas duas fases ou apenas na líquida.

9.8 Destilação fracionada

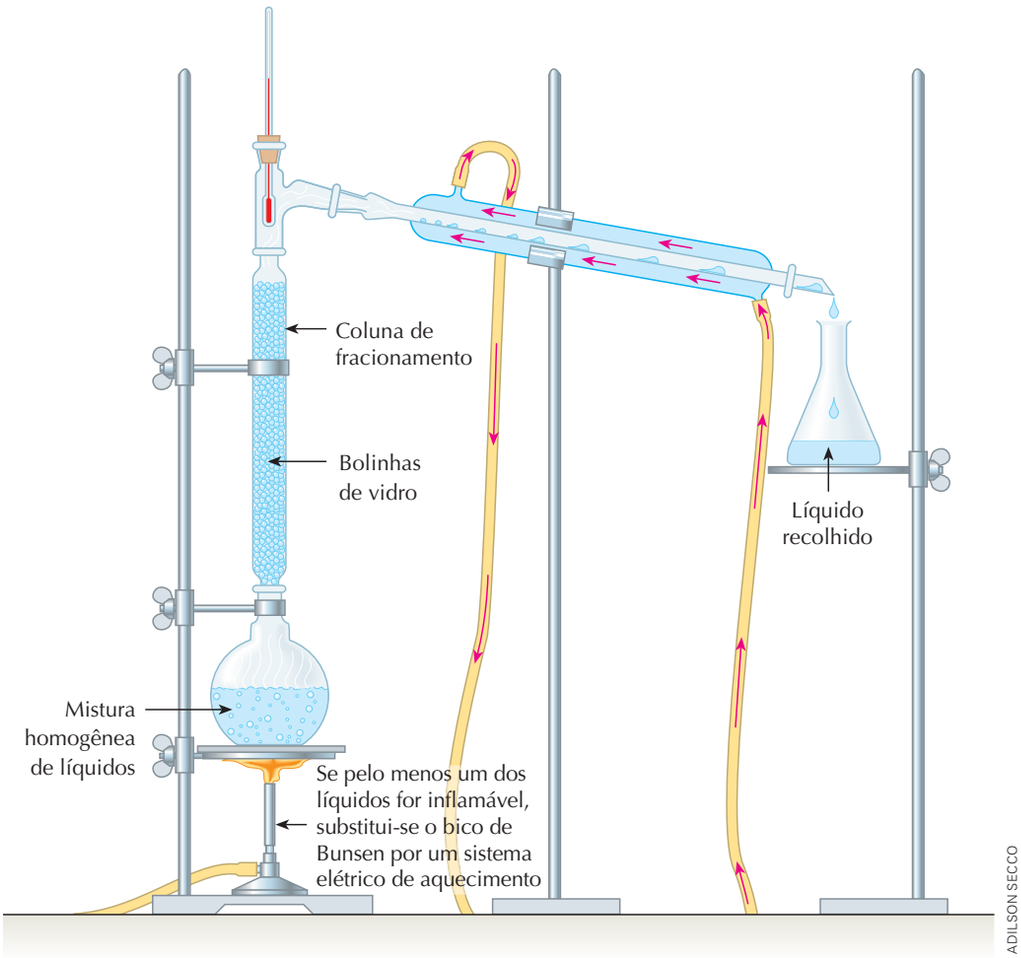
As misturas homogêneas formadas por dois ou mais líquidos oferecem uma razoável dificuldade para sua separação. A técnica da **destilação fracionada**, esquematizada a seguir, pode ser usada com sucesso para separar algumas misturas desse tipo. É uma técnica complexa, e sobre ela vamos apresentar apenas uma breve noção.

A destilação fracionada é um aprimoramento da destilação simples, na qual uma coluna de vidro cheia de obstáculos (bolinhas ou cacos de vidro) é colocada entre o condensador e o balão no qual a mistura é aquecida. O vapor do componente de menor ponto de ebulição é o que passa pelos obstáculos com mais facilidade, e por isso ele chega ao condensador antes dos demais componentes e destila primeiro. Assim que ele destilar totalmente, destilará o próximo componente líquido da mistura (em ordem crescente de pontos de ebulição), que é recolhido em outro frasco. E assim por diante.

Alguns componentes do petróleo são separados por meio da destilação fracionada, realizada em grandes colunas de aço, nas refinarias.

Essa técnica também é empregada para separar os gases componentes do ar atmosférico. O ar é resfriado até atingir o estado líquido e, a seguir, passa por destilação fracionada.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

10 Materiais de laboratório e segurança

O esquema das páginas 40 e 41 reúne alguns materiais importantes e fornece informações sobre cada um.

Qualquer laboratório químico é um local em que podem existir objetos e materiais potencialmente perigosos, mesmo que você não esteja mexendo diretamente com eles. Portanto, a possibilidade de acontecer um acidente existe e não é desprezível. Alguns pensamentos básicos resumem a necessidade de atitudes adequadas dentro de um laboratório. São eles:

LAURENCE GOUGH/SHUTTERSTOCK

• ATENÇÃO

Laboratórios de química são locais interessantíssimos, onde podemos aprender inúmeras coisas. Neles, contudo, devemos sempre lembrar que é alta a chance de ocorrerem acidentes, principalmente se não seguirmos certos cuidados básicos, como os relacionados nas páginas 40 e 41.

O primeiro acidente de uma pessoa pode ser o último.
Os acidentes não acontecem por acaso, são provocados.
E, mais importante que isso, acidentes podem ser evitados.

Cuidados básicos

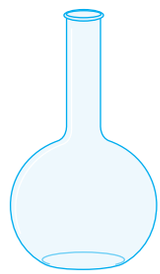
- Seguir rigorosamente as instruções recebidas do(a) professor(a).
- Usar sempre óculos de segurança, luvas e avental.
- Dentro do laboratório, cabelos longos devem ser mantidos presos.
- Nunca trabalhar sozinho, principalmente fora de horário.
- Ao caminhar pelo laboratório, olhe para a frente.
- Não comer nem beber dentro do laboratório. Lavar bem as mãos antes de deixar o laboratório.
- É fundamental conhecer a localização dos equipamentos de segurança.
- Antes de usar reagentes (substâncias usadas para realizar experiências), consultar a bibliografia adequada e informar-se sobre como manuseá-los, como descartá-los e os perigos de sua manipulação, inalação ou ingestão.
- Não retornar reagentes aos frascos originais, mesmo que não tenham sido usados. Evitar circular com eles pelo laboratório.
- Não usar equipamento algum sem antes ter sido treinado e autorizado.

IMPORTANTE

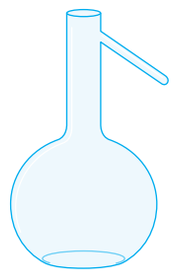
Os desenhos aqui mostrados são esquemáticos e não estão em proporção uns em relação aos outros.

Além disso, muitos desses objetos são comercializados em várias opções de tamanho.

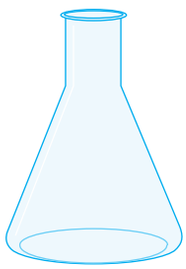
Balãov olumétrico: possui colo longo, com um traço dea ferições ituadon o gargalo.Éus adon op reparo de soluções. Apresenta volumes, em geral, de 50 mL a 2 .000 mL.



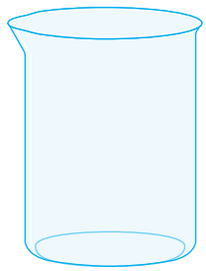
Balão de fundo chato: empregado no aquecimento de líquidos puros ou de soluções. Pode ser usado também para efetuar reações que desprendem produtos gasosos.



Balão de destilação: utilizado para efetuar destilações simples. O braço lateral é usado para fazer a ligação ao condensador.

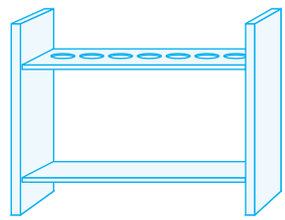


Erlenmeyer: aplicado na dissolução de substâncias, nas reações químicas e no aquecimento de líquidos.



Béquer: usado em reações, dissolução de substâncias, aquecimento de líquidos etc.

Tubo de ensaio: usado para efetuar reações com pequenas quantidades de reagentes. Suporta ser aquecido diretamente numa chama.



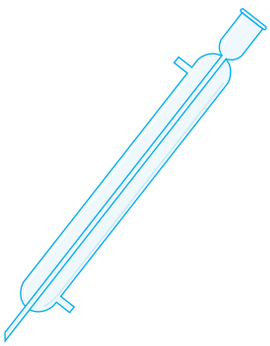
Estante para tubos de ensaio: utilizada como suporte para tubos de ensaio, já que eles não param em pé.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

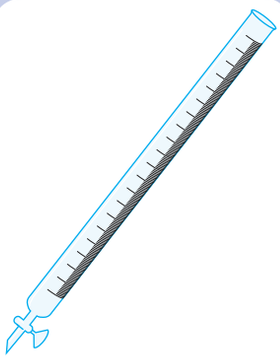
- Certificar-se da voltagem dos aparelhos antes de conectá-los à rede elétrica. Quando não estiverem em uso, os aparelhos devem ficar desconectados.
- Usar sempre luvas de isolamento térmico ao manipular material quente.
- Evitar armazenar reagentes em lugares altos e de difícil acesso.
- Não estocar líquidos voláteis (isto é, que evaporam facilmente, por exemplo: álcool, éter, acetona e gasolina) em locais que recebem luz e/ou calor.
- Lembrar-se de que o vidro quente pode ter a mesma aparência que o vidro frio. Não usar nenhum material que estiver com o vidro trincado; descartá-lo em recipiente apropriado.
- Antes de iniciar um experimento, verificar se todas as conexões e ligações estão seguras.
- Ao testar o odor de produtos químicos, nunca colocar o produto ou o frasco diretamente no nariz.
- Ao manipular frascos, nunca dirigir a sua abertura na própria direção ou na direção de outras pessoas.

Julgar-se entendido e esperto é o primeiro passo para um sério acidente.

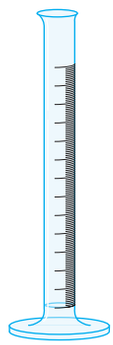
Você concorda com esse pensamento?



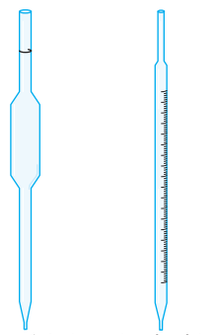
Condensador: utilizado nos processos de destilação. Sua finalidade é resfriar os vapores do líquido a ser destilado, provocando sua condensação.



Bureta: empregada para dosar volumes de líquidos. É um tubo cilíndrico graduado, geralmente em cm^3, com uma torneira que controla a saída do líquido.



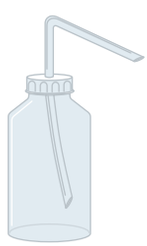
Proveta: empregada nas medições aproximadas de volumes de líquidos. Comumente, as provetas têm volume entre 5 mL e 2.000 mL.



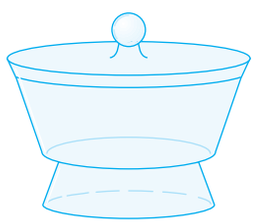
Pipetas: utilizadas nas medições mais precisas de volumes de líquidos. São comuns as pipetas de 5 mL e de 10 mL.

Cápsula de porcelana: empregada na evaporação de líquidos em soluções.

Almofariz e pistilo: utilizados para triturar e pulverizar sólidos. Geralmente são de porcelana ou de vidro. (O almofariz é um recipiente e o pistilo é um tipo de "pilãozinho".)



Pisseta: bisnaga plástica empregada para a lavagem de recipientes com jatos de água ou de outros solventes.



Dessecador: usado para guardar substâncias em seu ambiente interno, que contém baixa umidade (desde que esteja presente alguma substância especialmente aí colocada para reter água).

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

41. (Unicamp-SP) Têm-se as seguintes misturas:

I. areia e água

II. álcool (etanol) e água

III. sal de cozinha (NaCℓ) e água, nesse caso uma mistura homogênea

Cada uma dessas misturas foi submetida a uma filtração em funil com papel e, em seguida, o líquido resultante (filtrado) foi aquecido até sua total evaporação. Pergunta-se:

a) Qual mistura deixou um resíduo sólido no papel após a filtração? O que era esse resíduo?

b) Em qual caso apareceu um resíduo sólido após a evaporação do líquido? O que era esse resíduo?

Resolução

a) Apenas na mistura I há um sólido presente que pode ser retido pelo filtro. Esse resíduo é a areia.

b) No caso III, o filtrado é a própria solução de sal de cozinha em água. Dessa solução apenas a água evapora, deixando um resíduo branco de sal de cozinha.

42. (Unifor-CE) Uma das vantagens da filtração a vácuo em relação à filtração comum consiste em:

a) ser mais rápida.
b) reter menor quantidade de sólido.
c) poder separar líquidos miscíveis.
d) necessitar de aparelhagem de vidro.
e) separar a mistura homogênea sólido/líquido.

43. Água e tetracloreto de carbono são ambos líquidos incolores e não miscíveis (ou imiscíveis, isto é, que não se dissolvem um no outro). A densidade da água é 1,0 g/cm^3 e a do tetracloreto de carbono é 1,6 g/cm^3. Descreva um método para, num laboratório adequadamente equipado, realizar a separação de uma mistura desses dois líquidos.

44. Explique como você faria para separar uma mistura de serragem e areia.

45. Como um ímã poderia ser útil para purificar limalha de ferro contaminada por areia? Explique.

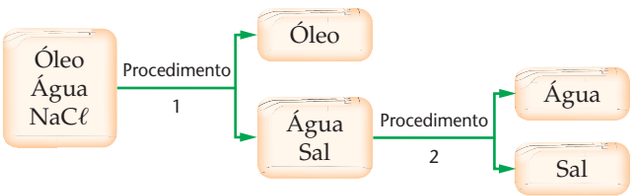
46. (Ufes) Na perfuração de uma jazida petrolífera, a pressão dos gases faz com que o petróleo jorre para fora. Ao reduzir-se a pressão, o petróleo bruto para de jorrar e tem de ser bombeado. Devido às impurezas que o petróleo bruto contém, ele é submetido a dois processos mecânicos de purificação, antes do refino: separá-lo da água salgada e separá-lo de impurezas sólidas como areia e argila. Esses processos mecânicos de purificação são, respectivamente,

a) decantação e filtração.
b) decantação e destilação fracionada.
c) filtração e destilação fracionada.
d) filtração e decantação.
e) destilação fracionada e decantação.

47. (Fuvest-SP) O ciclo da água na natureza, relativo à formação de nuvens, seguida de precipitação da água na forma de chuva, pode ser comparado, em termos das mudanças de estado físico que ocorrem e do processo de purificação envolvido, à seguinte operação de laboratório:

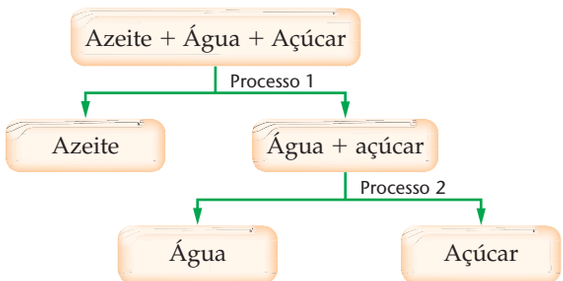
a) sublimação.
b) filtração.
c) decantação.
d) dissolução.
e) destilação.

48. (Ueba) Sabendo que água e óleo são imiscíveis e que o NaCℓ (sal de cozinha) não é solúvel em óleo, escolha a alternativa que apresenta, na ordem, os dois procedimentos mais viáveis para separar uma mistura formada pelas três substâncias acima, segundo o esquema:



	Procedimento 1	Procedimento 2
a)	filtração	decantação
b)	destilação simples	decantação
c)	destilação simples	destilação simples
d)	centrifugação	filtração
e)	decantação	destilação simples

49. (Unisinos-RS) A seguir, está esquematizado o fluxograma relativo à separação dos componentes de uma mistura constituída por azeite, água e açúcar totalmente dissolvido. Examinando o fluxograma apresentado, você identifica os processos 1 e 2 como sendo, respectivamente:



a) destilação e filtração.
b) filtração e decantação.
c) decantação e destilação.
d) decantação e centrifugação.
e) filtração e centrifugação.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

50. (UFRRJ) Com a adição de uma solução aquosa de açúcar a uma mistura contendo querosene e areia, são vistas claramente três fases. Para separar cada componente da mistura final, a melhor sequência é:

a) destilação, filtração e decantação.
b) cristalização, decantação e destilação.
c) filtração, cristalização e destilação.
d) filtração, decantação e destilação.
e) centrifugação, filtração e decantação.

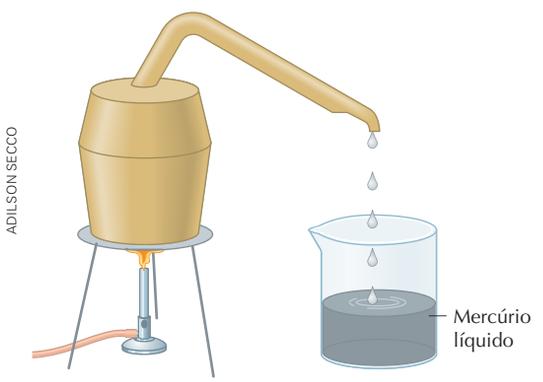
51. (UFMG) Este quadro apresenta misturas heterogêneas que foram submetidas aos processos de separação especificados.

Misturas	Componentes	Processo de separação
I	água e areia	decantação
II	sucatas de ferro e alumínio	separação magnética
III	grafita e iodo	sublimação
IV	água e óleo	filtração

Escolha a alternativa que corresponde a uma mistura cujo processo de separação especificado é inadequado.

a) I **b)** II **c)** III **d)** IV

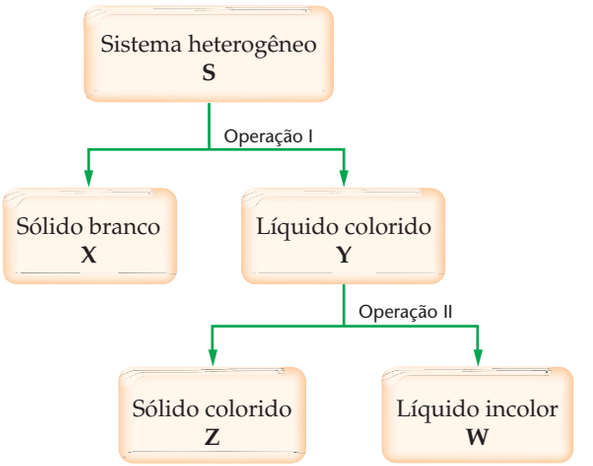
52. (UFMG) O mercúrio, um metal líquido, é utilizado pelos garimpeiros para extrair ouro. Nesse caso, o mercúrio forma, com o ouro, uma mistura líquida homogênea, que pode ser separada, facilmente, da areia e da água.
Para separar esses dois metais, minimizando os riscos ambientais, seria interessante que os garimpeiros utilizassem uma retorta, como representado, esquematicamente, nesta figura:



Para tanto, a mistura é aquecida na retorta e, então, o mercúrio evapora-se e condensa-se no bico desse recipiente.
Considerando-se essas informações, é **INCORRETO** afirmar que

a) o ouro é mais volátil que o mercúrio.
b) o mercúrio é destilado na retorta.
c) o mercúrio se funde a uma temperatura menor que o ouro.
d) o ouro se dissolve no mercúrio.

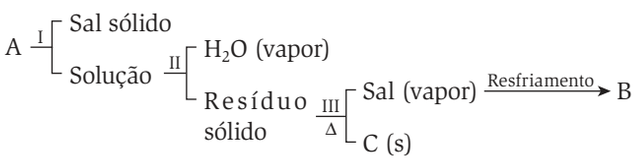
53. (Vunesp) Um sistema heterogêneo, **S**, é constituído por uma solução colorida e um sólido branco.
O sistema foi submetido ao seguinte esquema de separação:



Ao se destilar o líquido **W**, sob pressão constante de 1 atmosfera, verifica-se que sua temperatura de ebulição variou entre 80 °C e 100 °C. Identifique qual das seguintes afirmações é correta.

a) A operação I é uma destilação simples.
b) A operação II é uma decantação.
c) O líquido colorido **Y** é uma substância pura.
d) O líquido incolor **W** é uma substância pura.
e) O sistema heterogêneo **S** tem, no mínimo, 4 componentes.

54. (UnB-DF) Uma certa amostra de água (A) contém os seguintes sais: cloreto de prata ($AgC\ell$, substância insolúvel em água), brometo de amônio (NH_4Br) e cloreto de sódio ($NaC\ell$). O esquema mostra as etapas (I, II, III e IV) que permitiram a recuperação do $AgC\ell$, do NH_4Br e do $NaC\ell$, sob pressão de 1 atm.



Dados: (sob pressão de 1 atm)
Ponto de fusão do $NaC\ell$ = 801 °C
Ponto de sublimação do NH_4Br = 452 °C
Ponto de fusão do $AgC\ell$ = 455 °C
Com base nessas informações, julgue os itens.

- A etapa I pode ser executada através de uma filtração.
- A etapa II pode ser executada por decantação.
- O resíduo sólido contém os sais brometo de amônio e cloreto de sódio.
- B é o brometo de amônio.
- A etapa III envolve apenas decantação seguida de filtração.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

55. (UFG-GO) Um químico precisava de uma substância X pura. Porém, com os poucos recursos destinados a pesquisas no país, só foi possível adquiri-la contaminada com Y. As propriedades físicas de X e Y são dadas na tabela.

Substância	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)	Densidade ($g \cdot mL^{-1}$)	Solubilidade em água a 25 °C
X	20,0	120	1,1	Insolúvel
Y	20,8	121	0,6	Solúvel

a) Identifique o método que, à temperatura do laboratório (25 °C), o pesquisador deveria utilizar para obter X puro.

b) Justifique sua resposta baseado nos dados fornecidos na tabela.

Informe-se sobre a Química

Destilação: a arte de "extrair virtudes"

"Alambiques, retortas e fornos estão sempre presentes em imagens para caracterizar alquimistas e químicos em seus laboratórios. Isso indica que tais instrumentos, utilizados no processo de destilação, têm papel destacado no imaginário relativo tanto à alquimia quanto à Química. Essa ideia não deixa de ter fundamento, pois a destilação há muito tempo vem sendo utilizada tanto nas artes que envolvem o tratamento e a transformação de materiais quanto por estudiosos que buscavam afirmar ou elaborar ideias sobre a composição da matéria.

Hoje em dia, a destilação, processo de separação baseado nas diferenças entre pontos de ebulição das substâncias, é adequadamente explicada pela ideia de que a matéria é formada por partículas que se movimentam e interagem. O fracionamento do petróleo, a obtenção de álcoois e a extração de essências são apenas alguns exemplos de processos em que a destilação é empregada na indústria. Além disso, a destilação é um dos principais métodos de purificação de substâncias utilizados em laboratório. [...]

Entretanto, nem sempre a destilação foi considerada uma operação tão trivial. Desde suas origens e durante um longo período, a destilação estaria ligada à preparação de poderosas "águas" e à obtenção da "pedra filosofal", do maravilhoso "elixir" que promoveria a cura de todas as doenças dos metais e dos homens. Seria também por meio da destilação que os iniciados extrairiam as "quintessências" de vegetais, minerais e partes de animais, obtendo-se dessa forma puríssimos e poderosos medicamentos.

Possíveis origens da arte da destilação

Pode-se considerar que a destilação foi um dos desenvolvimentos promovidos pelos alquimistas alexandrinos nas técnicas de se operar sobre a matéria. Tal consideração baseia-se nos estudos realizados sobre os textos produzidos na Antiguidade que chegaram até os dias de hoje. Conforme tais estudos, termos como *ambix*, *lopas* ou *cucurbita* e mesmo desenhos de alambiques estariam presentes apenas nos escritos dos alquimistas alexandrinos. De fato, nas principais fontes dos textos alquímicos alexandrinos que sobreviveram até nossos dias em cópias manuscritas feitas entre os séculos XI e XV, estão algumas figuras de instrumentos que os químicos de hoje podem facilmente associar com aparatos destilatórios.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Entretanto, apesar das semelhanças observadas entre essas figuras e os instrumentos atualmente utilizados, o processo de destilação era realizado naquela época num contexto muito diferente do atual. A destilação era uma operação alquímica, relacionada portanto a um corpo conceitual originário de hibridizações entre ideias mágicas, religiosas e filosóficas, associadas aos conhecimentos envolvidos nas práticas artesanais egípcias.

No laboratório, o alquimista procurava operar sobre a matéria de modo a aperfeiçoá-la, imitando o que se acreditava ocorrer na natureza. Admitia-se que os metais seriam originados no interior da terra e se aperfeiçoariam por um processo análogo à gestação. Assim, a transmutação que ocorreria naturalmente, mas num tempo muito longo, poderia ser acelerada pelas operações alquímicas. Dessa forma, admitia-se que os conhecimentos alquímicos permitiam ao adepto controlar as forças naturais. Por isso, esses poderosos conhecimentos eram considerados divinos e sagrados, devendo portanto ser mantidos em segredo. Além disso, referências a um momento de revelação em que o adepto recebia esses conhecimentos podem ser notadas em muitos dos textos alquímicos.

Concepções filosóficas sobre a composição e as transformações da matéria também faziam parte dos fundamentos da alquimia. A possibilidade de transmutar um metal em outro podia ser justificada com base na ideia aristotélica de que a matéria fosse um 'substrato amorfo' impregnado de qualidades. Assim, adequando-se as qualidades do metal de partida, seria possível obter prata ou ouro. Uma forma de se fazer isso seria através da eliminação das qualidades do metal comum para se obter aquele 'substrato amorfo', aquela matéria primordial sobre a qual seriam então impressas as qualidades da prata ou do ouro. Para realizar as operações necessárias, o alquimista contava com um grande acervo de conhecimentos técnicos que tiveram sua origem nas práticas artesanais egípcias, mas aos quais somaram-se os métodos desenvolvidos pelos próprios alquimistas, nos quais utilizavam poderosas 'águas' e 'espíritos'.

O processo de destilação provavelmente foi concebido nesse contexto. A invenção dessa técnica e dos instrumentos nela envolvidos é atribuída à alquimista Maria Judia, que teria vivido no início da era cristã. Entretanto, deve-se ressaltar que o termo destilação seria empregado só muito tempo depois para identificar exclusivamente esse processo específico. Mesmo no início da idade moderna, o termo destilar abrangia todos os processos em que se observava gotejamento, incluindo, portanto, fusões e mesmo filtrações.

Os aparatos destilatórios atribuídos a Maria Judia seriam naquela época empregados, por exemplo, na obtenção de 'águas sulfurosas'. Entre as 'águas' — termo durante muito tempo empregado com referência a líquidos — destacava-se uma 'Água Divina', provavelmente uma solução de polissulfetos que seria empregada no processo de imprimir as propriedades do ouro, tais como a cor amarelada, ao material em transmutação. [...]

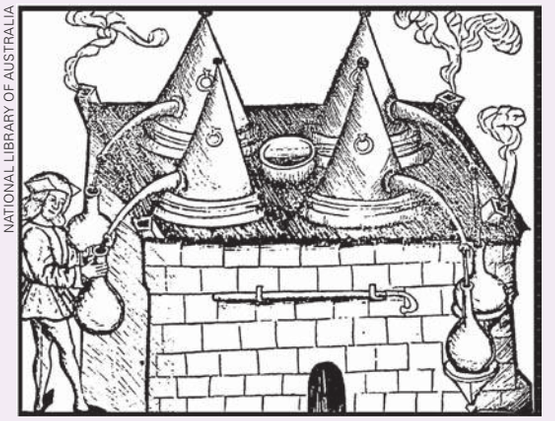
Os livros de destilação

A arte da destilação viria a ser amplamente difundida pela nova arte da imprensa. Em tratados de mineração e metalurgia, tais como *Pirotechnia* (1540), escrito por Vanoccio Biringuccio e *De re metallica* (1556), de Georgius Agricola, encontram-se descrições de instrumentos e métodos para se obter as "águas de partir" utilizadas por metalurgistas e ourives. Mas seria especialmente nos chamados 'livros de destilação' — nos quais, além de se descrever instrumentos e fornos destilatórios, se discorria sobre as virtudes das plantas, minerais e partes de animais considerados curativos — que as vantagens da arte da destilação viriam a ser enaltecidas.

Um dos mais difundidos livros de destilação foi o *Liber de arte distillandi*..., escrito por Hieronymus Brunschwig, cirurgião de Estrasburgo, e publicado pela primeira vez em 1500. Brunschwig considerava que remédios obtidos por destilação seriam mais eficientes que as decocções tradicionalmente empregadas. De acordo com ele, nos medicamentos destilados

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

estaria a parte mais pura do material de partida, já que a destilação seria ... *simplesmente separar o impuro a partir do sutil e o sutil a partir do impuro, cada qual separadamente do outro, com o propósito de poder tornar o corruptível incorruptível, e de fazer o material imaterial, e de que o espírito vivo seja feito mais vivaz, pois, pela virtude da grande bondade e da força que nele é mergulhada e escondida, ele deve penetrar rapidamente, para concepção de sua saudável operação no corpo do homem.*



◀ Uma das ilustrações do livro de destilação de Hieronymus Brunschwig.

Embora o *Liber de arte distillandi*... possa ser considerado como um 'manual técnico', a concepção sobre destilação expressa no trecho citado está relacionada com a ideia da extração das virtudes do material, de sua pura quintessência. Uma outra evidência da presença de concepções alquímicas nos livros de destilação é obtida quando se consideram as semelhanças entre a descrição das virtudes da *aqua vitae* por descrições das propriedades do 'elixir' apresentadas em textos alquímicos. Assim, por mais 'técnicos' que esses livros de destilação possam parecer aos nossos olhos, as concepções que tinham por trás de si estavam ligadas à ideia alquímica da extração das virtudes dos materiais, da separação de 'espíritos' a partir de materiais impuros, e das ideias sobre o 'elixir'. [...]

Fonte: BELTRAN, M. H. R. *Química Nova na Escola*. n. 4, novembro, 1996. p. 24.

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

1. Localize no texto o termo que sugere a etimologia da palavra alambique. Pesquise a origem dessa palavra.
2. Relacione o termo *cucurbita* com seu provável equivalente nas atuais aparelhagens de destilação.
3. Relacione o termo "qualidades" com o equivalente utilizado atualmente com concepção semelhante e dê exemplos vistos neste capítulo.
4. Qual seria o equivalente atual ao que os alquimistas chamavam de "virtudes das plantas"?
5. Pesquise e elabore uma pequena redação sobre a contribuição árabe à alquimia.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

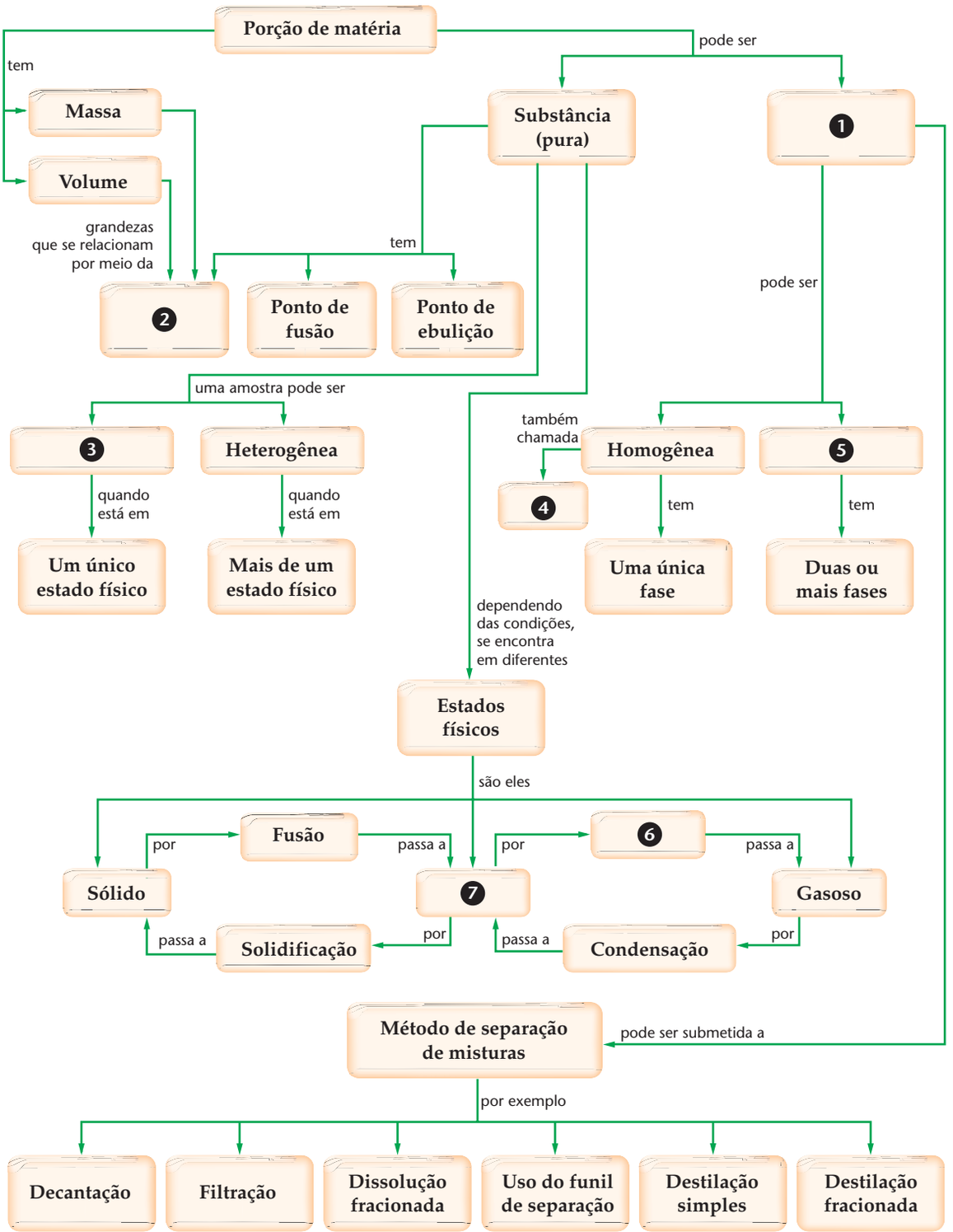
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – SUBSTÂNCIAS QUÍMICAS

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 3

Introdução ao conceito de reação química

ERNESTO REGHRAN/PULSAR IMAGENS

▲ A combustão é um exemplo de **reação química**. Neste capítulo você conhecerá as características que um processo deve ter para que seja classificado como reação química. Na foto, queimada em meio a cafezal para evitar os efeitos da geada. Sapopema, PR, 2009.

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Conceito de reação química*
- ✔ *Reagentes e produtos*
- ✔ *Reações de decomposição*
- ✔ *Distinção entre substância simples e substância composta com base em informações sobre reações de decomposição*
- ✔ *Elemento químico, na concepção de Boyle*
- ✔ *Lei de Lavoisier*
- ✔ *Lei de Proust*

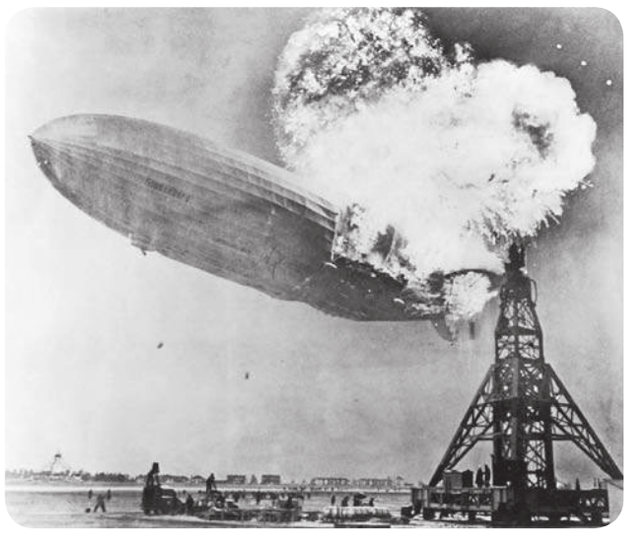
O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- reação química
- efervescência
- combustão
- formação de uma substância composta
- liberação de calor



HULTON ARCHIVE/GETTY IMAGES

Acidente com o dirigível Hindenburg, em Nova Jersey, EUA, em 1937.

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Após o ser humano pré-histórico ter aprendido a dominar o fogo, tornou-se capaz de descobrir outras coisas. Foi possível para ele, por exemplo, separar os materiais em duas categorias: os que queimam e os que não queimam.

O fogo possibilitou perceber que alguns materiais se alteram quando aquecidos. Descobriu-se que certos alimentos, se assados, adquiriam gosto mais agradável. Foi assim que surgiu a culinária.

Objetos de argila molhada, quando secavam ao fogo, tornavam-se rígidos e impermeáveis; portanto mais úteis do que se secassem simplesmente ao sol. Estava, assim, descoberta a técnica para produzir objetos cerâmicos, ainda hoje empregada na produção de tijolos, telhas, vasos, potes, moringas, azulejos, louças sanitárias e objetos de porcelana.

Ao aquecer determinados minerais, alguns povos antigos descobriram que era possível obter o metal cobre a partir do minério de cobre e, séculos depois, ferro a partir do minério de ferro aquecido com carvão.

A combustão (queima) é um exemplo do que os químicos chamam de **reação química**. Embora a expressão *reação química* seja conhecida de muitas pessoas, e até mesmo usada no dia a dia, existe uma maneira científica de definir o que vem a ser isso.

Este capítulo pretende oferecer uma visão introdutória do que é reação química. Após estudá-lo, você deverá ser capaz de dizer que características um processo deve ter para ser classificado como uma reação química.

Também neste capítulo, você conhecerá duas importantes leis científicas referentes às reações químicas: a Lei de Lavoisier e a Lei de Proust. Ambas são marcos importantes na história da Química e na evolução dos conceitos químicos.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1 O conceito de reação química

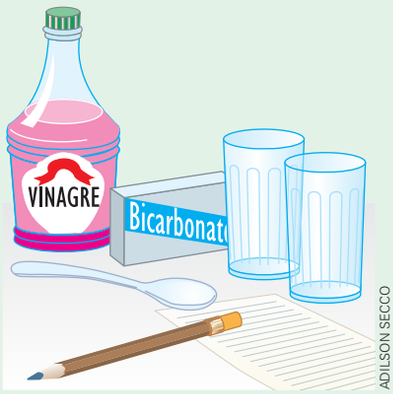
UM EXPERIMENTO PARA COMEÇAR

A critério do(a) professor(a), os alunos podem se reunir em grupos para a realização desta atividade.

Objetivo: Provocar uma reação química e observar uma evidência de que ela ocorreu.

Você vai precisar de:

- dois copos grandes
- vinagre
- colher de sopa
- bicarbonato de sódio (adquirido, por exemplo, em farmácia)



ADILSON SECCO

Procedimento:

1. Faça a experiência sobre um local que possa facilmente ser limpo. Coloque uma colherada de bicarbonato de sódio em um dos copos. No outro, coloque vinagre até cerca de 2 cm de altura.
2. Observe atentamente cada um desses materiais e descreva no seu caderno o aspecto deles.
3. Despeje o vinagre no copo que contém o bicarbonato de sódio. Observe o que acontece e anote.
4. Volte a observar o copo após 15 minutos e registre o aspecto do que está dentro do copo.

O experimento descrito permitiu a você realizar e observar um dos muitos exemplos de reação química. Uma substância (denominada ácido acético) presente no vinagre reage quimicamente com o bicarbonato de sódio produzindo novas substâncias. Uma dessas substâncias produzidas é um gás (chamado gás carbônico ou dióxido de carbono, o mesmo gás que forma as bolhas nos refrigerantes) cujo desprendimento pode ser observado ao realizar o experimento.

Se uma ou mais substâncias, presentes no estado inicial de um sistema, transformam-se em uma ou mais substâncias diferentes, que estarão presentes no estado final, a transformação é uma **reação química**, ou **transformação química**.
Em outras palavras, **reação química é um processo em que novas substâncias são formadas a partir de outras**.

Para saber se houve uma reação química, precisamos comparar as propriedades das substâncias presentes no sistema, nos estados inicial e final.

Imagine que o sistema escolhido para estudo seja um cano de ferro e que ele seja observado antes e depois de ser serrado ao meio. A substância inicialmente presente, o ferro, possui exatamente as mesmas propriedades da substância presente no final, que também é o ferro. Serrar um cano de ferro não é, portanto, uma transformação química, já que nenhuma nova substância foi formada.

Quando um corpo cai, uma folha de papel é rasgada, uma porção de areia é misturada à água, um giz é esmagado até virar pó e um prego é fincado na madeira, estamos diante de exemplos de transformações que **não são** reações químicas.

PHOTODISC/GETTY IMAGES

URBAN HEDLUND-ETSA/CORBIS-LATINSTOCK

◀ Quando um lápis é quebrado Ⓐ, não se tem um exemplo de reação química. Mas quando uma vela queima Ⓑ, sim.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2 Exemplos de reação química

2.1 Combustão do etanol

Para haver a combustão do etanol (álcool comum), é necessária a presença de oxigênio (por exemplo, do ar). Ambas as substâncias transformam-se, durante a combustão, em duas novas substâncias: água e gás carbônico.

ADILSON SECCO

LÍQUIDO INFLAMÁVEL

• ATENÇÃO

Este experimento NÃO deve ser realizado pelo aluno.

O etanol (álcool comum) é comumente utilizado como produto de limpeza. Ele não deve ser manipulado perto de chamas ou faíscas, podendo se inflamar e causar queimaduras, incêndio e explosão.

Na sua casa costuma-se ter cuidado ao guardar e manusear álcool ou outros produtos inflamáveis? Relacione mais produtos dessa natureza que possam ser encontrados em sua casa, discuta com seus colegas e comente com as pessoas que convivem com você sobre os riscos que tais produtos oferecem.

Em equação: etanol + oxigênio → gás carbônico + água

Nessa representação da combustão do etanol, os sinais de mais (+) podem ser lidos como "e". A seta (→) pode ser lida como "reagem para formar".

Em palavras: **Etanol e oxigênio reagem para formar gás carbônico e água.**

Os químicos identificam essas substâncias por meio de suas propriedades. São elas que confirmam que, de fato, as substâncias existentes no estado final são diferentes das presentes no estado inicial. Veja algumas dessas propriedades:

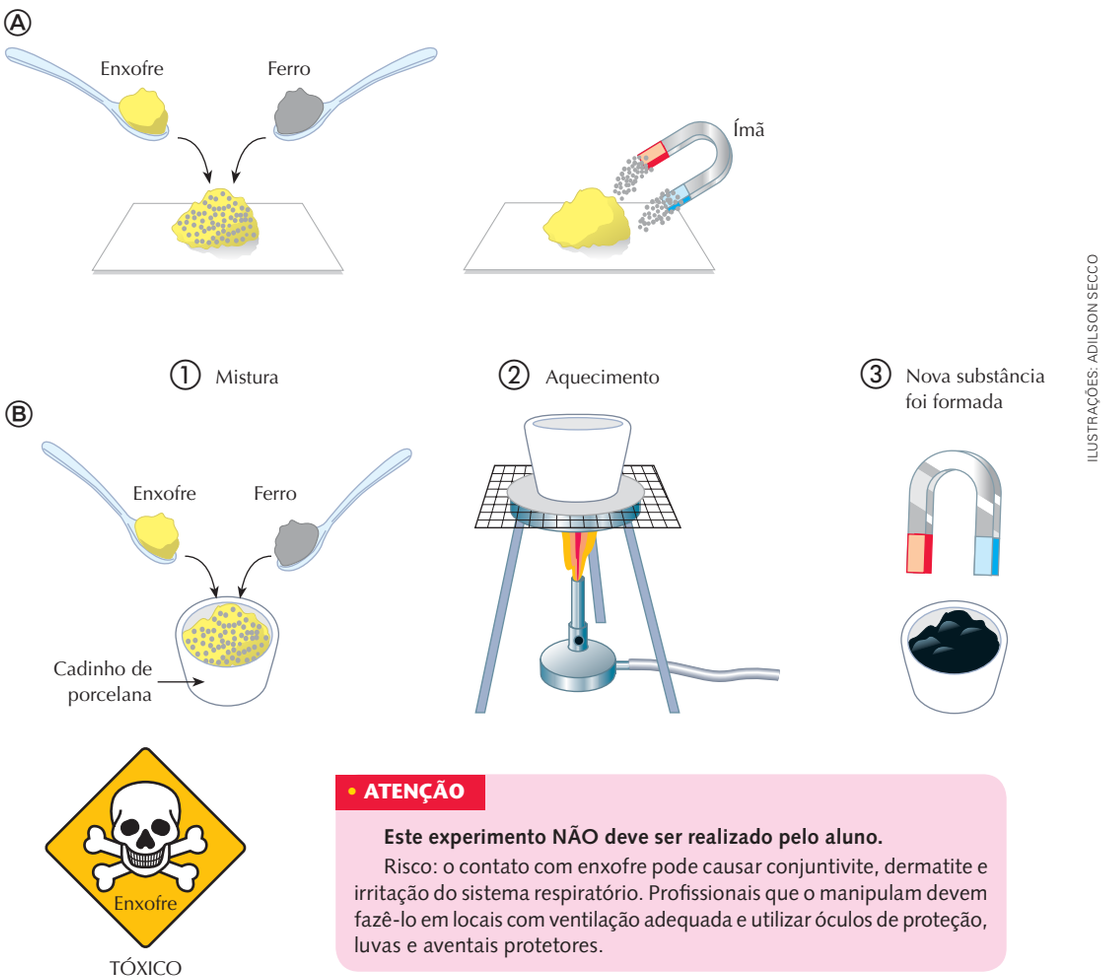
	etanol	+	oxigênio	→	gás carbônico	+	água
Ponto de ebulição	78 °C		–183 °C		–78 °C*		100 °C
Estado físico a 20 °C	líquido		gasoso		gasoso		líquido
Densidade a 20 °C	0,79 g/cm^3		0,0013 g/cm^3		0,0018 g/cm^3		1,0 g/cm^3
Cor	incolor		incolor		incolor		incolor

2.2 Reação entre ferro e enxofre

Se pó de enxofre for adicionado a pó de ferro, obteremos uma mistura heterogênea, na qual cada um dos componentes mantém suas propriedades. Isso torna possível usar um ímã para separar o pó de ferro do pó de enxofre, como ilustra a figura Ⓐ, a seguir.

* Na verdade, essa é a temperatura em que essa substância sublima (passa diretamente do estado sólido para o gasoso).

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

TÓXICO

ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

Este experimento NÃO deve ser realizado pelo aluno.

Risco: o contato com enxofre pode causar conjuntivite, dermatite e irritação do sistema respiratório. Profissionais que o manipulam devem fazê-lo em locais com ventilação adequada e utilizar óculos de proteção, luvas e aventais protetores.

Mas, se essa mistura for aquecida num recipiente apropriado durante alguns minutos, como mostra a figura Ⓑ, ocorrerá uma reação química na qual enxofre e ferro se transformarão num sólido preto. Determinando as propriedades do sólido formado, é possível identificá-lo como uma substância diferente das inicialmente presentes. Alguns químicos o chamam de sulfeto ferroso. Ocorreu, portanto, uma reação química.

	enxofre	+	ferro	→	sulfeto ferroso
Ponto de fusão	115 °C		1.538 °C		1.188 °C
Estado físico a 20 °C	sólido		sólido		sólido
Densidade a 20 °C	2,07 g/cm^3		7,87 g/cm^3		4,74 g/cm^3
Cor	amarelo		cinza-metálico		preto
Atraído pelo ímã?	não		sim		não

2.3 Alguns exemplos cotidianos de reação química

Existem muitos exemplos de reações químicas no cotidiano. Dentre eles estão a formação da ferrugem num pedaço de palha de aço, o apodrecimento dos alimentos, a produção de húmus no solo, a queima de gás num fogão e de gasolina, álcool ou óleo *diesel* no motor de um veículo.

A ocorrência de uma reação química nem sempre é fácil de perceber. Algumas só podem ser percebidas em laboratórios suficientemente equipados para separar componentes das misturas obtidas e determinar suas propriedades.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Há, contudo, algumas evidências que estão, de modo geral, associadas à ocorrência de reações químicas e que são, portanto, pistas que podem indicar sua ocorrência. Entre essas evidências estão:

- liberação de calor — por exemplo, nas combustões (foto Ⓐ);
- mudança de cor — por exemplo, quando um alvejante é derrubado, por descuido, numa roupa colorida (foto Ⓑ);
- mudança de odor — por exemplo, quando frutas, carnes e outros alimentos se estragam (foto Ⓒ);
- liberação de gás — por exemplo, ao jogar um comprimido efervescente em água (foto Ⓓ) ou no caso da experiência descrita na abertura deste capítulo;
- formação de um sólido ao misturar duas soluções diferentes (fotos Ⓔ, Ⓕ e Ⓖ).

NASA

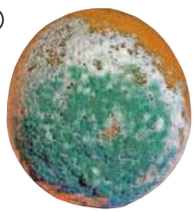
▲ A reação de combustão entre os gases hidrogênio e oxigênio produz água com grande liberação de calor. Flórida, EUA, 2002.

SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ *Jeans* desbotado por alvejante.

CHASSENET/BSIP-KEYSTOCK

▲ Comprimido efervescente jogado em copo com água.


FABIO COLOMBINI

▲ Laranja apodrecendo sob ação de fungos.

SÉRGIO DOTTA JR./CID

SÉRGIO DOTTA JR./CID

SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Reação entre dois sais: iodeto de potássio e nitrato de chumbo (II), em solução aquosa e à temperatura ambiente.

ADILSON SECCO

TÓXICO

• ATENÇÃO

Experimentos com sais de chumbo podem causar intoxicação.

UM EXPERIMENTO COM PALHA DE AÇO

A critério do(a) professor(a), os alunos podem se reunir em grupos para a realização desta atividade.

Coloque dois pedaços novos de palha de aço, um seco e outro molhado, em dois saquinhos plásticos e feche-os. Compare o aspecto de ambos após um dia. Que diferenças você nota? Há evidência de reação química? Qual?

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

1. Que motivos levam os químicos a classificar a deterioração dos alimentos como sendo uma reação química e o derretimento de um pedaço de gelo como **não** sendo uma reação química?

Resolução

Na deterioração de um alimento, há indícios de que substâncias deixam de existir e outras são formadas; o odor se altera de agradável para desagradável e ocorre mudança de coloração. Já quando um pedaço de gelo derrete, a substância que existia anteriormente, a água, continua existindo ao final. Ela apenas se encontrava na fase sólida e passa para a fase líquida.

2. Quando uma folha de papel queima, diz-se que há uma reação química. Já quando uma folha de papel é rasgada, não há reação química.
Explique a razão para a diferente classificação de ambos os processos.

3. (UFSC) O(s) fenômeno(s) abaixo que envolve(m) reação(ões) química(s) é (são):

01. digestão dos alimentos.
02. enferrujamento de uma calha.
04. explosão da dinamite.
08. fusão do gelo.
16. queda da neve.
32. combustão do álcool de um automóvel.
64. sublimação da naftalina.

Responda com a soma dos números dos itens corretos.

4. (UFPE) Considere as seguintes tarefas realizadas no dia a dia de uma cozinha e indique aquelas que envolvem transformações químicas.

1) Aquecer uma panela de alumínio.
2) Acender um fósforo.
3) Ferver água.
4) Queimar açúcar para fazer caramelo.
5) Fazer gelo.

a) 1, 3 e 4 **b)** 2 e 4 **c)** 1, 3 e 5 **d)** 3 e 5 **e)** 2 e 3

3 Reagentes e produtos

As substâncias inicialmente presentes num sistema e que se transformam em outras devido à ocorrência de uma reação química são denominadas **reagentes**. E as novas substâncias produzidas são chamadas **produtos**.

Assim, por exemplo:

Em equação: $\underbrace{\text{etanol} + \text{oxigênio}}_{\textbf{Reagentes}} \rightarrow \underbrace{\text{gás carbônico} + \text{água}}_{\textbf{Produtos}}$

Em palavras: Os reagentes etanol e oxigênio reagem para formar os produtos gás carbônico e água.

Em equação: $\underbrace{\text{enxofre} + \text{ferro}}_{\textbf{Reagentes}} \rightarrow \underbrace{\text{sulfeto ferroso}}_{\textbf{Produto}}$

Em palavras: Os reagentes enxofre e ferro reagem para formar o produto sulfeto ferroso.

Lembre-se

Reagentes: são gastos, consumidos ou eliminados.

Produtos: são formados, criados ou produzidos.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4 Reações de decomposição

Um tipo bastante importante de reação química são as **reações de decomposição**, reações químicas nas quais uma **única** substância reagente origina como produtos **duas ou mais** substâncias.

UM EXPERIMENTO COM ÁGUA OXIGENADA

A critério do(a) professor(a) os alunos podem se reunir em grupos para a realização desta atividade.

Objetivo: Realizar uma reação química de decomposição.

Você vai precisar de:

- batata crua
- faca
- copo limpo
- pires
- água oxigenada a 10 volumes (pode ser adquirida em farmácia)

Procedimento:

1. Coloque água oxigenada no copo até 1 cm de altura. Observe o aspecto dela e descreva-o em seu caderno.
2. Corte duas ou três rodelas da batata crua (elas devem ser cortadas apenas no momento de fazer a experiência) e coloque-as sobre o pires.
3. Despeje um pouco da água oxigenada sobre as rodelas e observe. Relate em seu caderno o que ocorreu.

4.1 A decomposição do peróxido de hidrogênio

A água oxigenada contém a substância incolor peróxido de hidrogênio. Os químicos descobriram que, sob determinadas condições, esta última sofre a seguinte reação:

peróxido de hidrogênio $\rightarrow$ água + gás oxigênio

Note que se trata de uma reação de decomposição porque há apenas um reagente e dois produtos.

A decomposição do peróxido de hidrogênio é "incentivada" por uma substância presente nas células vivas. Por isso, ao colocar água oxigenada nas rodelas de batata, você deve ter observado a formação de bolhas: é o gás oxigênio.

Há pessoas que empregam a água oxigenada para desinfetar pequenos cortes e esfoladuras. Ao colocá-la no ferimento, a "espuminha" que se forma deve-se a muitas pequenas bolhas de oxigênio produzido na reação. O oxigênio mata certos microrganismos causadores de doenças e, assim, desinfeta o machucado.

A luz também "incentiva" a decomposição do peróxido de hidrogênio. Por isso, a água oxigenada é comercializada geralmente em frascos escuros e recomenda-se guardá-los onde não recebam luz. Quando uma substância se decompõe sob ação da luz, diz-se que ela sofre **fotólise**, palavra que vem do grego *foto*, luz, e *lise*, quebra, decomposição.

Em equação: peróxido de hidrogênio $\xrightarrow{\text{luz}}$ água + gás oxigênio

Em palavras: **O peróxido de hidrogênio sofre fotólise (decompõe-se sob ação da luz), formando água e gás oxigênio.**

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ Ao despejar água oxigenada sobre um pedaço de fígado bovino cru (cortado na hora), ocorre a mesma reação que quando ela é colocada sobre um ferimento recente.

• ATENÇÃO

Peróxido de hidrogênio: Líquido incolor, odor ligeiramente picante, solúvel em água e solventes orgânicos polares.

RISCOS: O oxigênio produzido em consequência da decomposição exotérmica (libera calor) pode favorecer a combustão no caso de incêndio próximo.

A água oxigenada é um agente comburente e pode causar ignição espontânea de materiais combustíveis. O contato com produtos inflamáveis pode causar incêndios ou explosões.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4.2 A decomposição do carbonato de cálcio

O calcário é uma rocha constituída principalmente pela substância carbonato de cálcio. Quando essa substância é aquecida a cerca de 800 °C, transforma-se em óxido de cálcio (um sólido branco) e gás carbônico (incolor).

A reação que produz óxido de cálcio é um exemplo de **pirólise**, ou seja, decomposição pelo calor (do grego *piro*, fogo).

Em equação: carbonato de cálcio $\xrightarrow{\text{calor}}$ óxido de cálcio + gás carbônico

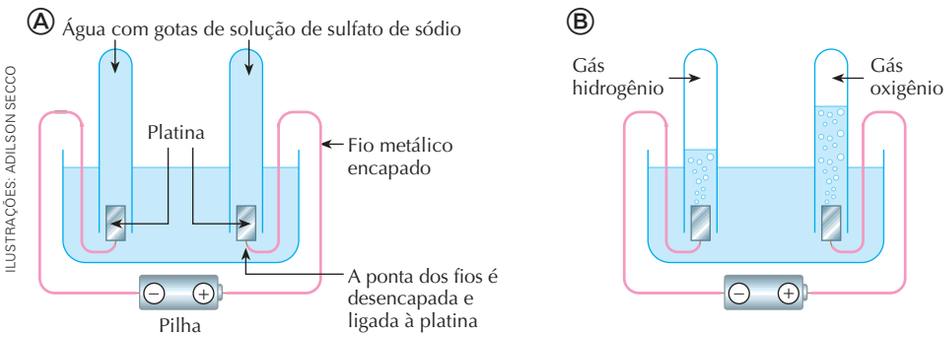
Em palavras: **O carbonato de cálcio sofre pirólise (decompõe-se sob ação do calor), formando óxido de cálcio e gás carbônico.**

ANDREAS KOTULA/AFP1 ONLINE-OTHER IMAGES

▲ A grande muralha da China foi construída com blocos de pedra unidos por uma massa feita com areia, água e cal virgem (óxido de cálcio). Foto de 1997.

4.3 A decomposição da água

Observe a figura Ⓐ. Os dois tubos de ensaio foram enchidos com água e mergulhados com a boca para baixo no recipiente com água.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Algumas gotas de solução de sulfato de sódio são adicionadas à água. Sabe-se que essa substância não será gasta na reação química que irá acontecer, mas que é necessária para fazer com que a água se torne boa condutora de eletricidade.

Assim que os fios são ligados aos polos da pilha, completando-se a montagem do experimento, observa-se o desprendimento de bolhas gasosas incolores de ambas as placas de platina (metal). Os gases produzidos acumulam-se dentro dos tubos. Após algum tempo, o sistema está como mostrado na figura Ⓑ acima.

A decomposição provocada pela corrente elétrica é denominada **eletrólise**. Assim, temos:

Em equação: água $\xrightarrow{\text{corrente elétrica}}$ hidrogênio + oxigênio

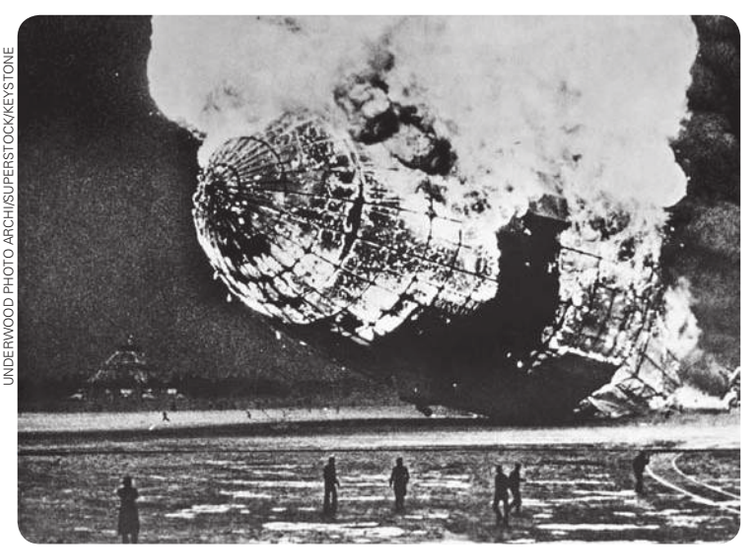
Em palavras: **A água sofre eletrólise (decompõe-se sob ação da corrente elétrica), formando gás hidrogênio e gás oxigênio.**

• ATENÇÃO

A eventual realização desse experimento só deve ocorrer com autorização e supervisão do(a) professor(a).

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

O gás hidrogênio, produzido no experimento, é altamente explosivo. Por isso, não deve haver nenhuma chama ou dispositivo que produza faíscas elétricas nas proximidades.



UNDERWOOD PHOTO ARCHIVE/SUPERSTOCK/KEYSTONE

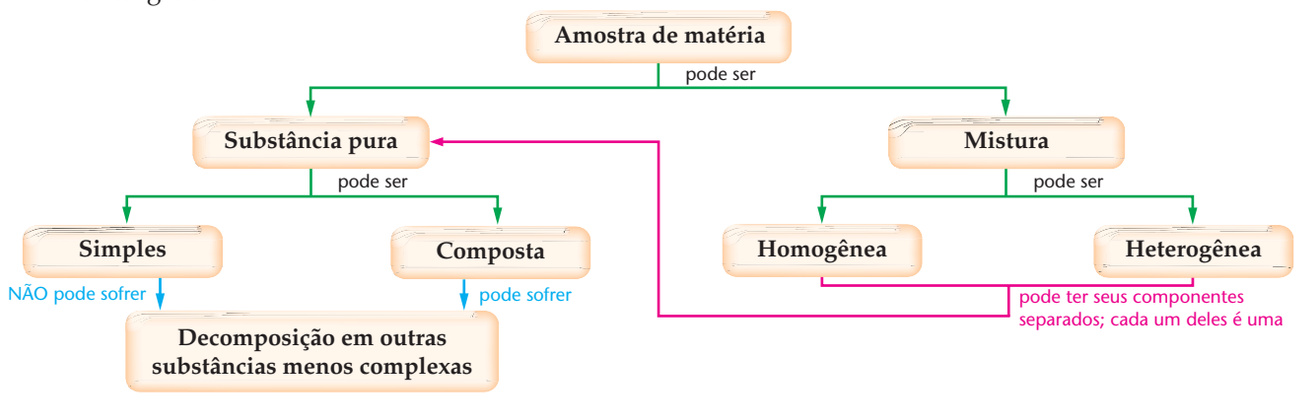
◀ O hidrogênio é o gás menos denso. No passado, foi usado em balões dirigíveis tripulados, mas, por oferecer risco de incêndio e explosão, não é mais usado para esse fim. Na foto, explosão do dirigível Hindenburg, em Nova Jersey (EUA), em 6 de maio de 1937, acidente em que morreram 35 pessoas.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5 Substâncias simples × substâncias compostas

O estudo das reações de decomposição foi importantíssimo na história da Química e graças a ele as substâncias puras puderam ser classificadas em dois grupos:

- Substâncias puras que **não podem** ser decompostas, ou seja, que não sofrem reação de decomposição. São denominadas **substâncias simples**. Exemplos: o hidrogênio, o oxigênio e o nitrogênio.
- Substâncias puras que **podem** ser decompostas (fotólise, pirólise, eletrólise etc.), fornecendo assim novas substâncias de composição menos complexa. São as **substâncias compostas,** ou **compostos químicos**, entre as quais estão a água, o carbonato de cálcio e o peróxido de hidrogênio.



Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

5. A obtenção do metal ferro a partir do minério de ferro chamado hematita é realizada nas indústrias siderúrgicas. Uma reação química que ocorre em fornos apropriados, nessas indústrias, pode ser assim equacionada:

$$\text{hematita} + \text{monóxido de carbono} \rightarrow \text{ferro} + \text{dióxido de carbono}$$

Sobre esse processo e sua representação, responda:

a) Qual o significado dos sinais de mais (+)?

b) Que significa a seta (→)?

c) Que substâncias são consumidas (gastas) no processo?

d) Que substâncias são formadas (produzidas)?

e) Quais são os reagentes e quais são os produtos do processo representado?

6. Interprete a seguinte representação usando o que aprendeu neste capítulo:

$$\text{carvão} + \text{oxigênio} \rightarrow \text{gás carbônico}$$

7. A substância cloreto de amônio, um sólido branco, é empregada desde a Antiguidade como adubo para vegetais. Os egípcios, por exemplo, obtinham-na a partir do esterco de camelo. Muitos dos fertilizantes atualmente produzidos em indústrias químicas contêm essa substância em sua composição. Sabe-se que:

- O *cloreto de amônio* sofre decomposição produzindo os gases *amônia* e *cloreto de hidrogênio*.
- Por decomposição, a amônia origina os gases *nitrogênio* e *hidrogênio*, e o cloreto de hidrogênio origina os gases *cloro* e *hidrogênio*.
- Os gases nitrogênio, hidrogênio e cloro não sofrem decomposição.

a) Quantas substâncias químicas **diferentes** são mencionadas nas três afirmações acima?

b) Quais delas são substâncias simples e quais são compostas? Deixe claro o critério que você empregou para responder.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

6 O conceito de elemento químico, segundo Boyle

No século XVII, o cientista irlandês Robert Boyle apresentou argumentos favoráveis a conceituar **elemento químico**, ou simplesmente **elemento**, como qualquer substância pura que não sofra decomposição (substância simples). Assim, hidrogênio e oxigênio são exemplos de elementos. Já a água e o peróxido de hidrogênio não são exemplos de elementos.

Essa concepção de elemento químico elaborada por Boyle foi muito importante para o grande impulso que a Química teve, principalmente a partir do século XVIII, com o cientista francês Lavoisier. Atualmente, no entanto, a definição de elemento químico é um pouco diferente dessa. Por enquanto, por razões pedagógicas, nos contentaremos com essa definição. Oportunamente, iremos retomá-la e aperfeiçoá-la para chegar à definição moderna de elemento químico.

SUPERSTOCK/KEYSTONE

▲ Robert Boyle (1627-1691). Gravura de Sammlung Ranch, retirada do livro *Album of science famous scientist discoveries*, de 1899. Universidade de Oxford, Inglaterra.

7 A Lei da Conservação da Massa, de Lavoisier

Não há uma data que possamos estabelecer como o início da Química. No entanto, alguns cientistas que viveram nos séculos XVII e XVIII deram importantes contribuições para o estabelecimento dessa ciência.

Entre esses cientistas, um dos mais importantes foi o francês Antoine Laurent Lavoisier. Seus trabalhos, realizados no século XVIII, foram tão importantes que alguns o consideram o "pai da Química". Dentre suas contribuições, a mais conhecida e relevante é a Lei da Conservação da Massa, enunciada por ele após realizar inúmeras reações químicas dentro de recipientes fechados.

Usando uma balança, Lavoisier determinou a massa do recipiente antes e depois de a reação química acontecer. Comparando as medidas, ele pôde enunciar que:

> A massa final de um recipiente fechado, após ocorrer dentro dele uma reação química, é sempre igual à massa inicial.

ALBUM AKG-LATINSTOCK

▲ Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794). Gravura colorizada de 1860. Biblioteca Nacional da França, Paris.

Essa importante generalização é a **Lei da Conservação da Massa**, ou **Lei de Lavoisier**, que também pode ser enunciada de outra maneira:

> Quando uma reação química é realizada num recipiente fechado, a massa dos produtos é igual à massa dos reagentes.

Vejamos um exemplo*:

água	→	hidrogênio	+	oxigênio
18 g		2 g		16 g
Reagente		**Produtos**		

Note que a massa do reagente (18 g) é igual à massa total dos produtos (2 g + 16 g = 18 g).

Mas por que Lavoisier escolheu recipientes fechados?

LAURENCE DUTTON/STONE/GETTY IMAGES

▲ Comprimidos efervescentes reagindo com água, em copo aberto: exemplo de reação química em recipiente aberto que, portanto, permite a saída do gás produzido. Por causa dessa saída de gás, a massa final do sistema é menor que a massa inicial.

* Embora este capítulo tenha a preocupação de mostrar fatos importantes na história da Química, alguns dos exemplos de substâncias e de reações aqui mostrados não foram conhecidos e/ou estudados nas épocas mencionadas. Esses exemplos foram escolhidos pela conveniência didática. Além disso, aqui se utiliza a linguagem da Química atual e não da época em que viveram os cientistas mencionados.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Entre os reagentes e/ou entre os produtos de uma reação química podem existir substâncias gasosas, tais como o oxigênio, o hidrogênio e o gás carbônico. Se, por exemplo, uma substância gasosa for produzida numa reação, ela sairá espontaneamente do recipiente e sua massa não será medida pela balança como parte da massa final do sistema. Ao escolher recipientes fechados, Lavoisier eliminou dúvidas sobre a possível entrada ou saída de gases do sistema.

Há quem considere a Lei de Lavoisier o marco inicial da Química. Essa lei, inclusive, incorporou-se aos "saberes populares", sendo frequentemente enunciada como: *na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma*.

8 A Lei das Proporções Constantes, de Proust

O estudo das reações de decomposição foi importante para que o francês Joseph-Louis Proust descobrisse que as substâncias compostas têm uma composição fixa.

Usaremos como exemplo a substância água, que é composta pelos elementos hidrogênio e oxigênio. Veja os seguintes dados experimentais, referentes à decomposição de amostras de diferentes massas de água:

Decomposição de:	água	→	hidrogênio	+	oxigênio
9 g de água	9 g		1 g		8 g
18 g de água	18 g		2 g		16 g
27 g de água	27 g		3 g		24 g
100 g de água	100 g		11,11 g		88,89 g

Vamos dividir a massa de hidrogênio pela massa de oxigênio de cada uma dessas experiências. Fazendo isso, chegamos a uma mesma fração.

$$\frac{\text{massa de hidrogênio}}{\text{massa de oxigênio}} = \frac{1\text{ g}}{8\text{ g}} = \frac{2\text{ g}}{16\text{ g}} = \frac{3\text{ g}}{24\text{ g}} = \frac{11{,}11\text{ g}}{88{,}89\text{ g}}$$

Esses dados revelam que a proporção entre os elementos que compõem a água permanece constante: a massa de oxigênio sempre é 8 vezes maior que a massa de hidrogênio. Em outras palavras, a composição da água, em massa, é sempre de 1 parte de hidrogênio para 8 partes de oxigênio.

Vejamos outro exemplo, o do gás carbônico:

Decomposição de:	gás carbônico	→	carbono	+	oxigênio
11 g de gás carbônico	11 g		3 g		8 g
22 g de gás carbônico	22 g		6 g		16 g
44 g de gás carbônico	44 g		12 g		32 g
100 g de gás carbônico	100 g		27,27 g		72,73 g

Dividindo a massa de carbono pela de oxigênio:

$$\frac{\text{massa de carbono}}{\text{massa de oxigênio}} = \frac{3\text{ g}}{8\text{ g}} = \frac{6\text{ g}}{16\text{ g}} = \frac{12\text{ g}}{32\text{ g}} = \frac{27{,}27\text{ g}}{72{,}73\text{ g}}$$

Assim, podemos afirmar que a composição do gás carbônico, em massa, é sempre de 3 partes de carbono para 8 partes de oxigênio.

Por meio de muitos estudos similares a esses, Proust concluiu que:

> A composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual sua origem.

Em outras palavras:

> Certa substância composta, seja obtida de fontes naturais ou produzida em laboratório, sempre é formada pelos mesmos elementos químicos numa mesma proporção em massa.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Essa generalização ficou conhecida como **Lei das Proporções Constantes**, ou **Lei de Proust**.

É importante que você perceba neste momento uma distinção importantíssima entre substância pura e mistura.

Uma substância pura, como enuncia a Lei das Proporções Constantes, possui sempre a mesma composição. Assim, por exemplo, a água pura — não importa se veio da chuva, do mar, de um rio, do subsolo etc., desde que esteja adequadamente purificada — sempre será formada por hidrogênio e por oxigênio numa mesma proporção, ou seja, sempre terá a mesma composição.

Já as misturas não têm composição constante. Considere, por exemplo, misturas feitas com água e sal. Essas misturas não têm necessariamente a mesma proporção entre as quantidades de água e de sal em sua composição. Podemos fazer uma mistura com uma colherada de sal em um copo de água e outra com duas colheradas de sal na mesma quantidade de água.

Para as misturas não vale, portanto, **a Lei de Proust**.

COLEÇÃO PARTICULAR/ARCHIVES CHARMET/THE BRIDGEMAN LIBRARY/KEYSTONE

▲ Joseph-Louis Proust (1754-1826). Gravura de Ambroise Tardieu, de 1795. Coleção particular.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

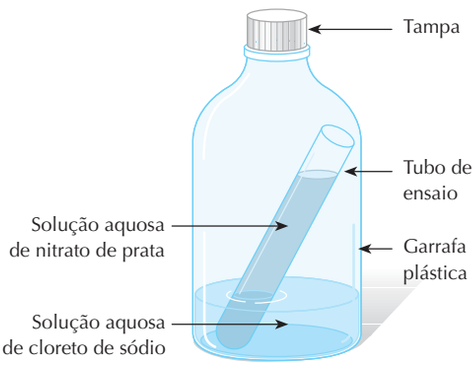
A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

8. Quando uma solução aquosa da substância nitrato de prata (incolor) é adicionada a uma solução aquosa de cloreto de sódio (incolor), ocorre uma reação química em que se forma a substância cloreto de prata, que é branca e insolúvel em água.

SÉRGIO DOTTA JR./CID

A foto ao lado mostra a formação do cloreto de prata.

Num laboratório escolar, foi montado o sistema ilustrado abaixo. Inicialmente, sua massa foi determinada com auxílio de uma balança. A seguir, sem tirar a tampa, a garrafa foi virada de cabeça para baixo, permitindo o contato das soluções e a formação do cloreto de prata. Finalmente, a massa do sistema foi novamente determinada.



ADILSON SECCO

Sobre essa experiência, responda às perguntas:

a) O sistema usado é aberto ou fechado? Justifique.

b) O que se pode prever sobre a massa final do sistema, se comparada à massa inicial?

c) Qual é a lei científica que permite a você fazer a previsão pedida no item anterior? Quem a enunciou? Qual seu enunciado?

9. O óxido nítrico foi estudado em laboratório. Na decomposição de diferentes quantidades dessa substância os resultados foram:

Decomposição de:	óxido nítrico	→	nitrogênio	+	oxigênio
15 g de óxido	15 g		7 g		8 g
30 g de óxido	30 g		14 g		16 g
60 g de óxido	60 g		28 g		32 g
90 g de óxido	90 g		42 g		48 g

Mostre, em seu caderno, que esses resultados estão de acordo com a Lei de Lavoisier e com a Lei de Proust.

10. Os seguintes dados se referem à decomposição da amônia:

Decomposição de:	amônia	→	nitrogênio	+	hidrogênio
17 g de amônia	17 g		?		3 g
34 g de amônia	34 g		28 g		?
51 g de amônia	51 g		?		9 g

a) Use a Lei de Lavoisier para prever os valores que faltam.

b) Mostre que os valores obtidos obedecem à Lei de Proust.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

Exercício Resolvido

11. Use os dados da questão 9 para determinar a porcentagem da massa do óxido nítrico que se deve ao nitrogênio e a porcentagem que se deve ao oxigênio.

Resolução

A ideia de descobrir a porcentagem da massa que se deve ao nitrogênio e ao oxigênio nada mais é do que descobrir a massa de cada um deles em 100 g de óxido nítrico.
Assim, podemos montar o seguinte esquema:

	óxido nítrico	→	nitrogênio	+	oxigênio
15 g de óxido	15 g		7 g		8 g
100 g de óxido	100 g		x		y

Assim, podemos montar a seguinte regra de três:

Massa de óxido		**Massa de nitrogênio**
15 g	———	7 g
100 g	———	x

Efetuando a regra de três, chegamos ao valor de x:

$$x = \frac{100\ \text{g} \cdot 7\ \text{g}}{15\ \text{g}} \Rightarrow x = 46{,}7\ \text{g}$$

Em 100 g de óxido nítrico há 46,7 g de nitrogênio. Assim, a porcentagem de nitrogênio é de 46,7%. O que falta para 100% é a parte que corresponde ao oxigênio, ou seja, 53,3%.

12. O metano, também conhecido como "gás dos pântanos", é uma substância composta pelos elementos carbono e hidrogênio. Considere os seguintes dados referentes à decomposição de diferentes quantidades desse gás:

Decomposição de:	metano	→	carbono	+	hidrogênio
4 g de metano	4 g		3 g		x
8 g de metano	8 g		6 g		?
12 g de metano	12 g		9 g		?
16 g de metano	16 g		?		?
20 g de metano	20 g		?		?
100 g de metano	100 g		?		?

a) Determine o valor de x e explique como chegou a ele.
b) Copie a tabela em seu caderno e determine os valores que devem ser colocados no lugar das interrogações. Explique o raciocínio que você usou para chegar a eles.
c) Com base na tabela devidamente preenchida, pode-se afirmar que a composição do metano, **em massa**, é de 75% de carbono para 25% de hidrogênio? Explique.

13. Utilize os dados da questão 10 para determinar a porcentagem em massa de nitrogênio e de hidrogênio na composição da amônia.

Para responder às questões de números 14 e 15, considere o enunciado:
"Experimentalmente, verifica-se que na reação completa de 52 g de crômio com 24 g de oxigênio resulta óxido de crômio III. Numa segunda experiência, 26 g de crômio são totalmente transformados no óxido."

14. (Unifor-CE) Quantos gramas do produto são obtidos na segunda experiência?
a) 34 **b)** 38 **c)** 50 **d)** 52 **e)** 56

15. (Unifor-CE) Para o cálculo da massa do produto aplicaram-se as leis ponderais de
a) Lavoisier e Proust. **c)** Dalton e Proust. **e)** Dalton e Richter.
b) Lavoisier e Dalton. **d)** Proust e Richter.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Informe-se sobre a Química

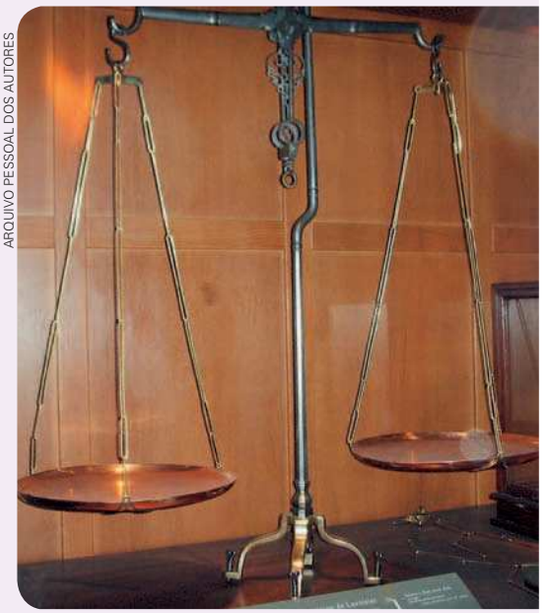
Antoine Laurent Lavoisier

Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) deu uma grande contribuição para estabelecer a Química como uma ciência quantitativa ao mostrar a importância de se efetuarem medidas exatas nas investigações experimentais. Em um de seus experimentos ele aqueceu óxido de mercúrio e observou que este se decompunha produzindo mercúrio metálico e um gás ao qual deu o nome de oxigênio. Não foi observada variação na massa depois de terminada a reação em recipiente fechado.

ARQUIVO PESSOAL DOS AUTORES

▲ Vista parcial de alguns aparelhos utilizados por Lavoisier em seus experimentos, em exposição no Conservatório Nacional de Artes e Ofícios, Paris, 2006.

ARQUIVO PESSOAL DOS AUTORES



▲ Balança fabricada para ser utilizada nos experimentos de Lavoisier, em exposição no mesmo local e data.

Lavoisier realizou muitos outros experimentos quantitativos. Ele observou que, na queima de carbono, este se combina com oxigênio para formar dióxido de carbono (gás carbônico). Lavoisier foi o primeiro cientista a compreender o papel do oxigênio na combustão e, mesmo não tendo sido o descobridor desse elemento, foi ele quem lhe atribuiu o nome de oxigênio.

Publicou em 1789 o famoso *Traité Élémentaire* (Tratado Elementar de Química), o primeiro livro de texto moderno da Química.

Esclareceu a designação das substâncias químicas, a química da combustão e a conservação da matéria na transformação química. Hoje em dia, consideramos fundamentais as ideias desenvolvidas por ele, e não devemos nos esquecer de que essas ideias são essenciais para a ciência moderna e que, num certo período da História, elas representaram um avanço significativo dos esforços humanos.

Baseado na definição de Boyle sobre elemento químico, Lavoisier incluiu uma tabela com 33 elementos em seu livro Tratado Elementar de Química. Alguns dos elementos que apareciam em sua tabela não eram realmente elementos, porém Lavoisier foi o primeiro a utilizar nomes modernos e de certa forma sistemáticos para os elementos químicos.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Antimônio	Ferro	Fósforo
Arsênio	Chumbo	Platina
Bismuto	Manganês	Prata
Carbono	Mercúrio	Enxofre
Cobalto	Molibdênio	Estanho
Cobre	Níquel	Tungstênio
Ouro	Nitrogênio	Zinco
Hidrogênio	Oxigênio	

Além disso, Lavoisier relacionou substâncias identificadas como *terras* e *radicais*. Eram substâncias simples, de acordo com os conhecimentos da época, e diferentes dos elementos relacionados acima; hoje sabemos que são compostos. Exemplos: CaO, MgO, SiO_2, $A\ell_2O_3$ (terras) e $HC\ell$, HF, B_2O_3 (radicais).

Você entendeu a leitura?

Responda em seu caderno

1. Explique por que o caráter quantitativo da pesquisa de Lavoisier foi importante em seus estudos sobre o oxigênio.

2. Dentre as substâncias catalogadas por Lavoisier, como podemos, na nomenclatura de hoje, classificá-las quanto à capacidade de sofrer decomposição?

3. Os elementos listados por Lavoisier podem apresentar outras características em comum além da capacidade de sofrer decomposição. Agrupe os elementos que tenham características parecidas. Justifique suas escolhas.

4. O capítulo 3 mostrou duas importantes leis da Química: a de Lavoisier e a de Proust. Responda após a leitura das afirmações abaixo se você está de acordo ou não com cada uma delas e justifique cada resposta com suas palavras tendo como base as leis estudadas.

a) A massa de uma bateria de celular é a mesma antes e depois de ser utilizada.

b) Uma amostra de 27 g de água pura trazida da França, após ser analisada, apresentou na sua constituição 3 g de hidrogênio e 24 g de oxigênio. Uma amostra de 18 g de água pura trazida do Canadá após ser analisada, apresentou na sua constituição 2 g de hidrogênio e 16 g de oxigênio.
É perfeitamente possível supor, baseado nestes dados, que uma amostra de 54 g de água pura trazida da China seja constituída de 4 g de hidrogênio e 50 g de oxigênio.

c) Quando óxido de mercúrio sofre decomposição, a massa de mercúrio e oxigênio formados é igual à massa de óxido de mercúrio decomposta.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

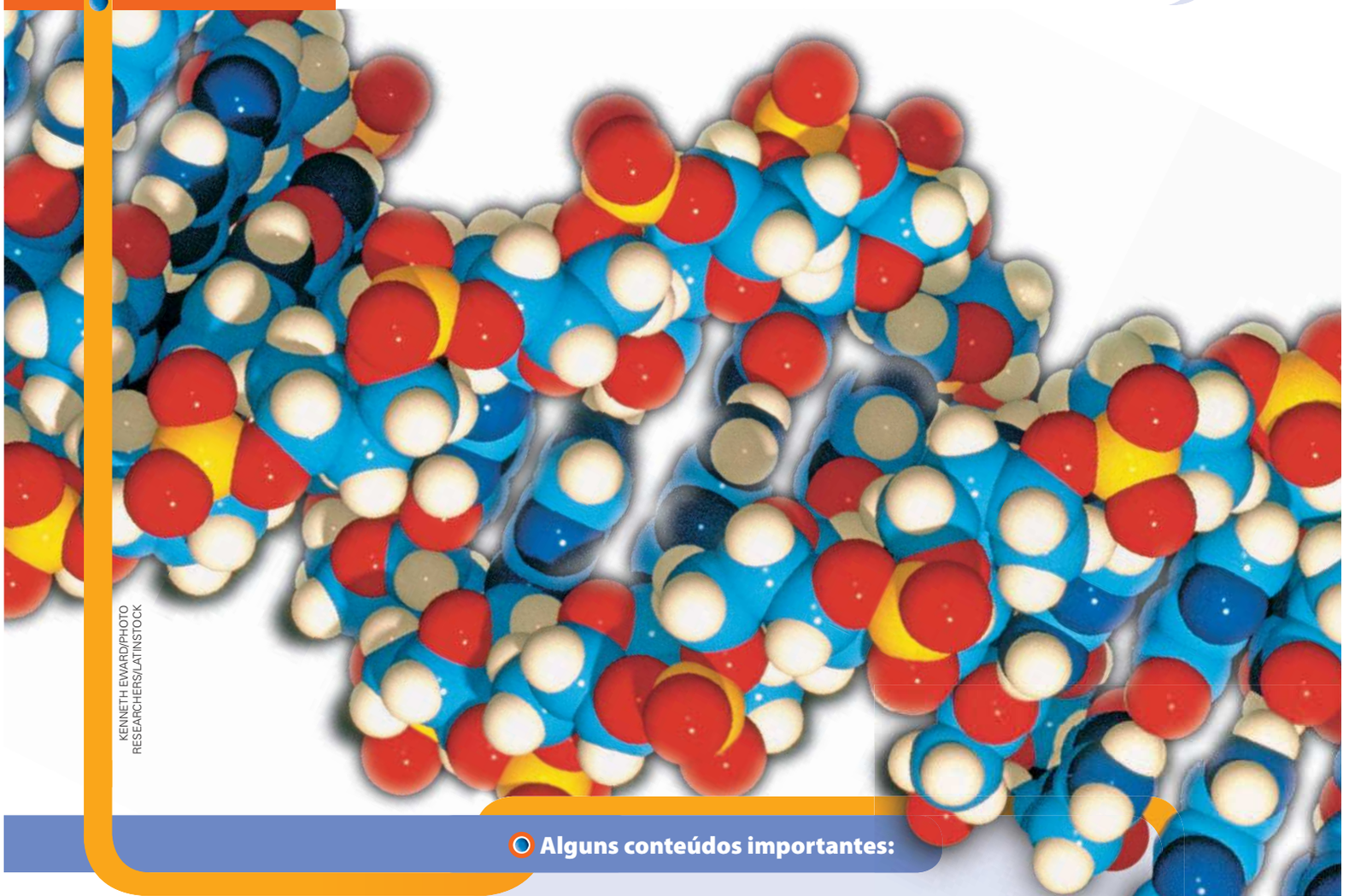
Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 4

Do macroscópico ao microscópico: átomos e moléculas



KENNETH EWARD/PHOTO RESEARCHERS/LATINSTOCK

▲ O ser humano confia bastante nas sensações visuais para reconhecer os objetos, os materiais e os seres vivos. Forma e cor são consideradas pelos químicos como características macroscópicas. Neste capítulo iniciaremos o estudo de um "mundo" muito além da nossa capacidade de enxergar e que é investigado pelos cientistas por meio de evidências indiretas. Trata-se do "mundo" microscópico dos **átomos** e das **moléculas**. Na foto, trecho de um modelo molecular do DNA, no qual cada esfera representa um átomo, em cor fantasiosa.

Alguns conteúdos importantes:

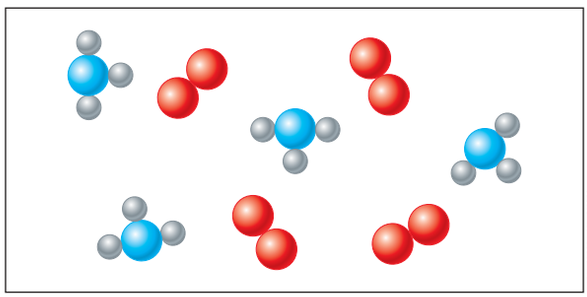
- ✔ *Teoria Atômica de Dalton*
- ✔ *Conceito de elemento químico dentro da Teoria Atômica de Dalton*
- ✔ *Noção do conceito de molécula*
- ✔ *Símbolos × fórmulas*
- ✔ *Distinção entre substância simples e substância composta com base no conceito de elemento químico de Dalton*
- ✔ *Equação química*
- ✔ *Balanceamento de uma equação química*
- ✔ *Os níveis de trabalho da Química, o macroscópico e o microscópico, e o uso de representações*

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.



ADILSON SECCO

- substância pura
- mistura
- substância simples
- substância composta
- modelos de moléculas

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Após realizar muitas experiências, um cientista ou grupo de cientistas pode perceber regularidades. Toda vez que uma regularidade é descoberta, ela pode ser enunciada usando palavras e/ou equações matemáticas e passa a ser denominada **lei**, ou **princípio**.

Para uma lei ser válida, ela não precisa ser explicada; basta que seja observada por meio de muitas experiências. Em outras palavras, uma lei generaliza um comportamento regular das coisas. (Aliás, a palavra *regular* vem do latim *regula*, que designa comportamento segundo um padrão definido, uma regularidade, enfim um comportamento regrado.)

Teoria, por outro lado, é uma proposta de explicação para uma ou mais leis. Uma teoria pode ser aceita pelos cientistas durante muitos anos como a melhor maneira de explicar acontecimentos naturais. Porém, graças à descoberta de novas leis ou de novos fatos que ela não explique satisfatoriamente, uma teoria pode ser aperfeiçoada ou substituída por outra mais adequada.

No capítulo anterior, estudamos a Lei da Conservação da Massa, de Lavoisier, e a Lei das Proporções Definidas, de Proust. Também conhecemos a concepção de Boyle para elemento químico. Segundo ele, elemento químico é toda substância que não pode ser decomposta em outras substâncias, ou seja, para Boyle elemento químico é o mesmo que atualmente denominamos substância simples.

Neste capítulo, você conhecerá outra maneira de definir elemento químico (mais próxima da concepção atual, que será estudada no capítulo 5) elaborada pelo cientista inglês John Dalton no início do século XIX. Você também verá que Dalton propôs uma teoria que visa explicar as leis enunciadas por Lavoisier e por Proust.

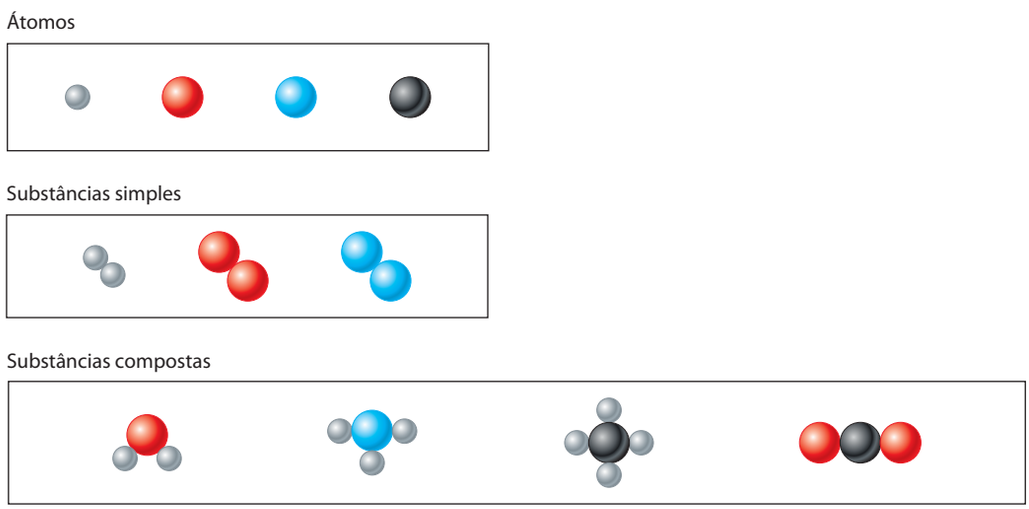
1 A Teoria Atômica de Dalton

Entre 1803 e 1808, o cientista inglês John Dalton propôs uma teoria para explicar as leis enunciadas por Lavoisier e Proust. Essa teoria, que será comentada a seguir, ficou conhecida como Teoria Atômica de Dalton.

A palavra **átomo** vem do grego e significa "indivisível". Ela foi usada pela primeira vez por alguns filósofos da Grécia Antiga que, baseados em argumentos filosóficos, propunham que todas as coisas são formadas por partículas muito pequenas e indivisíveis, os átomos.

Alguns pontos importantes da Teoria de Dalton, em linguagem moderna, são:

- Todas as substâncias são formadas por átomos.
- Os átomos de um mesmo elemento químico são iguais em todas as suas características (por exemplo, tamanho e massa).
- Os átomos dos diferentes elementos químicos são diferentes entre si.
- As substâncias simples são formadas por átomos de um mesmo elemento químico.
- As substâncias compostas (também chamadas **compostos químicos**, ou simplesmente **compostos**) são formadas por átomos de dois ou mais elementos químicos diferentes, que se combinam sempre numa mesma proporção.
- Átomos não são criados nem destruídos; são esferas rígidas indivisíveis.
- Nas reações químicas, os átomos se recombinam.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

▲ Representação de átomos, substâncias simples e substâncias compostas na Teoria de Dalton. (Os átomos estão representados por esferas, em cores fantasiosas e ampliados cerca de 35 milhões de vezes.)

1.1 Símbolos representam elementos

São conhecidos atualmente mais de 100 elementos químicos. Cada um deles tem um **nome** e um **símbolo** diferente.

Os símbolos dos elementos são formados por uma ou duas letras. A primeira é sempre maiúscula e a segunda, caso exista, é sempre minúscula. Alguns exemplos de símbolos são mostrados na tabela 1.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Em muitos casos, o símbolo de um elemento vem de uma ou duas letras tiradas de seu nome em latim. Por causa disso, nem todos os símbolos têm relação lógica com o nome do elemento em português.

Tabela 1 Símbolo de alguns elementos químicos

Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo
Alumínio	Aℓ	Flúor	F	Nitrogênio	N
Bromo	Br	Fósforo	P	Ouro	Au
Cálcio	Ca	Hidrogênio	H	Oxigênio	O
Carbono	C	Iodo	I	Platina	Pt
Chumbo	Pb	Magnésio	Mg	Potássio	K
Cloro	Cℓ	Manganês	Mn	Prata	Ag
Enxofre	S	Mercúrio	Hg	Sódio	Na
Ferro	Fe	Níquel	Ni	Zinco	Zn

1.2 Fórmulas representam substâncias

Certamente você já ouviu falar que a fórmula da água é H_2O. Outros exemplos de fórmulas usadas pelos químicos são CO_2 (gás carbônico), N_2 (gás nitrogênio), O_2 (gás oxigênio), O_3 (gás ozônio), C_2H_6O (etanol), $C_6H_{12}O_6$ (glicose), NH_3 (amônia) e CH_4 (gás metano).

Todas as substâncias são formadas por átomos. As **substâncias simples** são formadas por átomos de um único elemento e as **substâncias compostas**, por átomos de dois ou mais elementos diferentes.

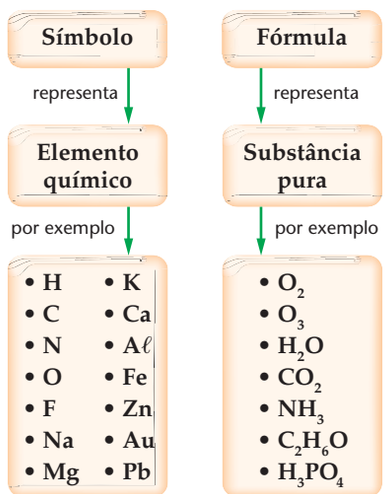
As **moléculas** são as menores unidades que apresentam a composição característica de uma substância. Elas são formadas pela união de dois ou mais átomos.*

Para representar as moléculas de uma substância, seja ela simples, seja ela composta, os químicos utilizam **fórmulas**.

Na fórmula de uma substância, são colocados os símbolos dos elementos que tomam parte de sua composição e números, os **índices de atomicidade**, que indicam a proporção em que os átomos do elemento estão presentes na substância. Se o índice de atomicidade não for escrito, é porque seu valor é 1.

Assim, por exemplo:

- A fórmula O_2 representa a substância cujas moléculas são formadas por dois átomos do elemento químico oxigênio.
- A fórmula O_3 representa a substância cujas moléculas são formadas por três átomos do elemento químico oxigênio.
- A fórmula H_2O representa a substância cujas moléculas são formadas por dois átomos do elemento químico hidrogênio e um átomo do elemento químico oxigênio.
- A fórmula NH_3 representa a substância cujas moléculas são formadas por um átomo do elemento químico nitrogênio e três átomos do elemento químico hidrogênio.



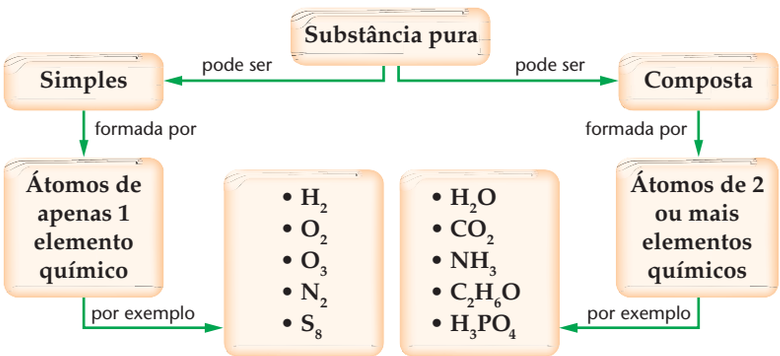
* Existem substâncias que não são formadas por moléculas. São as substâncias iônicas e as substâncias metálicas, cujo estudo deixaremos para capítulos subsequentes.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2 Reformulação do conceito de elemento. Distinção entre elemento e substância simples

A partir da Teoria de Dalton surgiu um novo significado para **elemento químico**, que passou a ser não mais considerado sinônimo de substância simples, mas sim um **conjunto de átomos que possuem características semelhantes** e que tomam parte da constituição das substâncias.

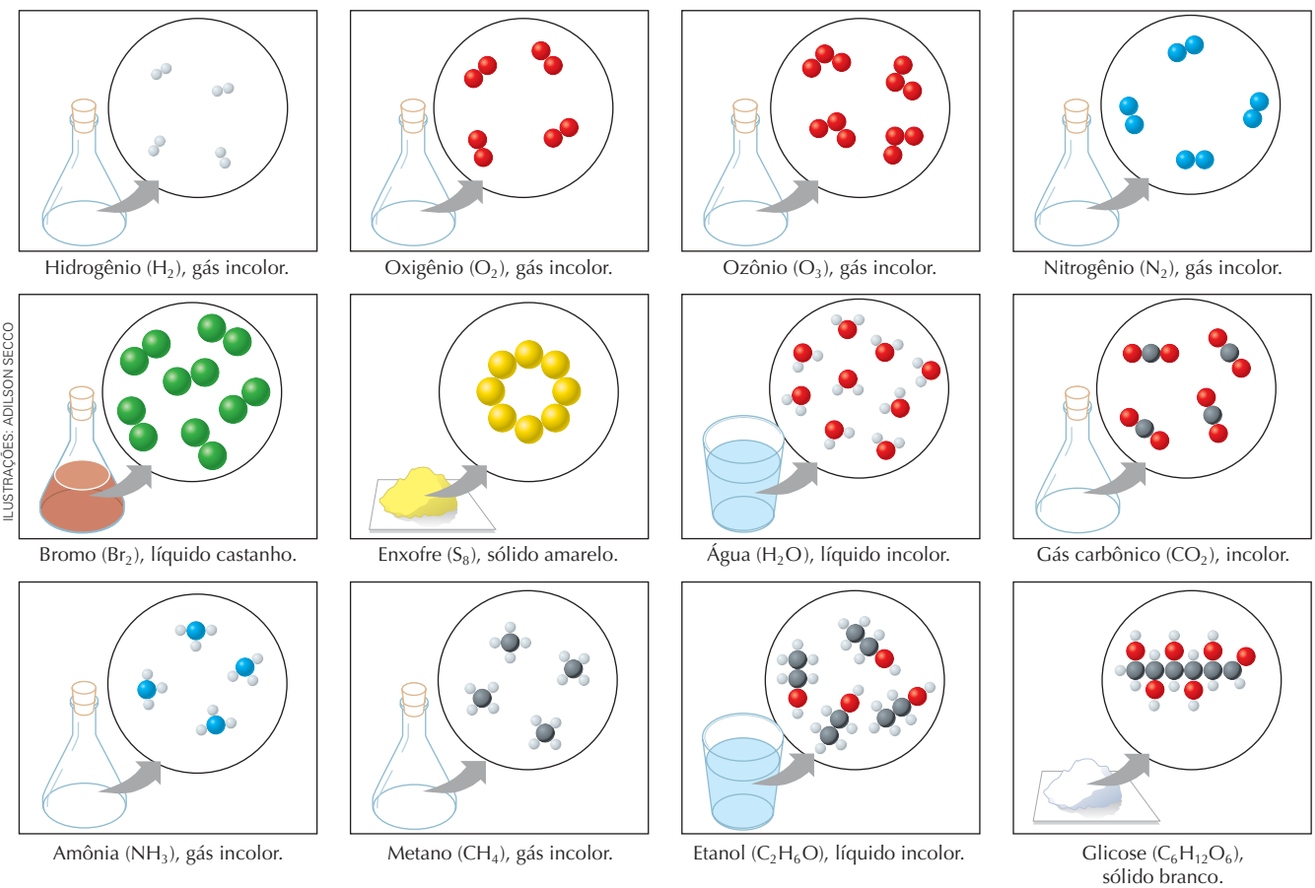
As substâncias simples são formadas por átomos de apenas um elemento e as substâncias compostas, por átomos de dois ou mais elementos, conforme salienta o esquema abaixo.



A tabela periódica deve ser consultada!

No final deste livro há uma **tabela periódica dos elementos**. Ela é um instrumento de **consulta**.

Pesquise nela os nomes e os símbolos sempre que julgar necessário. Aos poucos, você acabará memorizando os que mais utilizar.



Hidrogênio (H_2), gás incolor. | Oxigênio (O_2), gás incolor. | Ozônio (O_3), gás incolor. | Nitrogênio (N_2), gás incolor.

Bromo (Br_2), líquido castanho. | Enxofre (S_8), sólido amarelo. | Água (H_2O), líquido incolor. | Gás carbônico (CO_2), incolor.

Amônia (NH_3), gás incolor. | Metano (CH_4), gás incolor. | Etanol (C_2H_6O), líquido incolor. | Glicose ($C_6H_{12}O_6$), sólido branco.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

▲ Esquema mostrando modelos para as moléculas de algumas substâncias. (Átomos representados por esferas em cores fantasiosas, ampliados cerca de 20 milhões de vezes.)

Legenda para os átomos:

Hidrogênio | Oxigênio | Nitrogênio | Carbono | Bromo | Enxofre

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. A linguagem científica tem por objetivo facilitar a comunicação entre indivíduos que fazem pesquisas científicas e também entre os que estão estudando determinada Ciência. Os **símbolos** e as **fórmulas** fazem parte da linguagem científica da Química e se destinam a diferentes finalidades. Qual é a finalidade de cada um?

2. O açúcar de cana, cientificamente denominado sacarose, é uma substância formada por moléculas e representada por $C_{12}H_{22}O_{11}$. Explique o significado da representação $C_{12}H_{22}O_{11}$, relacionando-a à molécula de sacarose.

3. O vinagre é uma mistura de vários componentes, mas para esta questão vamos considerá-lo como sendo formado **apenas** por água (H_2O) e ácido acético ($C_2H_4O_2$), sendo essa segunda substância completamente solúvel em água.

a) O vinagre é uma mistura ou uma substância pura?

b) É correto dizer que o vinagre é uma solução? Por quê?

c) Quantos elementos químicos há no vinagre?

4. A vitamina C é representada por $C_6H_8O_6$

a) Essa representação — $C_6H_8O_6$ — é um símbolo ou uma fórmula química?

b) Quantos elementos fazem parte dessa substância?

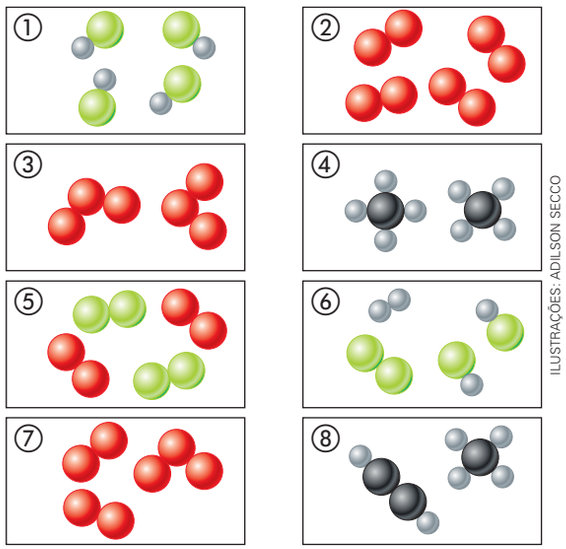
5. A hemoglobina é uma substância presente no sangue, responsável pelo transporte de oxigênio às diversas partes do corpo humano. Ela pode ser representada pela fórmula $C_{2952}H_{4664}O_{812}S_8Fe_4$.

a) Quantos elementos químicos compõem essa substância?

b) Qual o nome de cada um?

6. O ácido sulfúrico é a substância química produzida e comercializada em maior quantidade pela indústria química mundial. Essa substância é formada por moléculas nas quais há dois átomos de hidrogênio, um átomo de enxofre e quatro de oxigênio.
Represente o ácido sulfúrico por meio de uma fórmula.

7. Um dos importantes assuntos deste capítulo é a interpretação de modelos que representam as substâncias em nível molecular (chamados **modelos moleculares**).
As perguntas dos itens a seguir se referem à interpretação dos seguintes desenhos, nos quais esferas de uma mesma cor representam átomos de um mesmo elemento químico e esferas de cores diferentes representam átomos de elementos distintos.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores fantasiosas.)

Responda, justificando, qual(is) dos modelos representa(m):

a) substância pura simples?

b) substância pura composta?

c) mistura de substâncias?

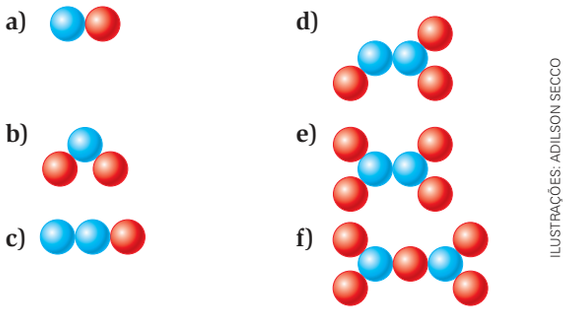
8. Para os modelos do exercício anterior, considere a legenda:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

a) Procure no texto deste capítulo o símbolo de cada um desses elementos químicos e escreva-o em seu caderno.

b) Escreva a fórmula da(s) substância(s) representada(s) em cada um dos desenhos de ① até ⑧ do exercício 7.

9. Nitrogênio e oxigênio são dois elementos que se combinam para formar diversas substâncias químicas diferentes. Cada um dos modelos a seguir ilustra uma diferente substância formada por eles. Considerando que as esferas azuis representam o nitrogênio e as vermelhas o oxigênio, escreva a fórmula que representa cada uma dessas substâncias. (Nas fórmulas, escreva o símbolo do nitrogênio antes do oxigênio. Esse é um "costume" dos químicos.)



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores fantasiosas.)

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

10. Carbono e hidrogênio também são dois elementos que se combinam para formar diversas substâncias químicas diferentes. Nos modelos moleculares a seguir, as esferas pretas representam o carbono e as cinza o hidrogênio (cores fantasiosas). Escreva a fórmula que representa cada uma dessas substâncias. (Escreva o símbolo do carbono antes do hidrogênio.)

a) **b)** **c)** **d)** **e)** **f)** **g)** **h)**

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

11. Existe diferença entre representar uma substância por NO_2 ou por N_2O_4? Explique.

12. O ar atmosférico contém predominantemente nitrogênio (N_2) e, em segundo lugar, oxigênio (O_2). O ar também contém vapor de água (H_2O), cuja quantidade é variável de local para local e de um dia para outro.
O ar contém ainda pequenas quantidades de argônio (Ar), gás carbônico (CO_2) e reduzidíssima quantidade de hélio (He), neônio (Ne), criptônio (Kr), xenônio (Xe) e radônio (Rd). Em locais poluídos, podem estar presentes, entre outros, dióxido de enxofre (SO_2), trióxido de enxofre (SO_3), ozônio (O_3), monóxido de nitrogênio (NO) e dióxido de nitrogênio (NO_2).
a) Pesquise na tabela periódica (no final deste livro) o nome dos elementos presentes nessas substâncias e escreva-os em seu caderno.
b) Quais das substâncias mencionadas são simples?
c) Quais das substâncias mencionadas são compostas?

13. Faz parte da linguagem química chamar as moléculas de **monoatômicas**, **biatômicas**, **triatômicas** e **tetratômicas**, conforme o número total de átomos que forma cada uma delas. Uma molécula é **mono**atômica se contiver só **um** átomo, **bi**atômica se contiver **dois** e assim por diante.
Com base nessa informação, diga quais das substâncias mencionadas na questão anterior têm moléculas:
a) monoatômicas;
b) biatômicas;
c) triatômicas;
d) tetratômicas.

14. Não se utilizam fórmulas químicas para representar misturas. Apenas para representar substâncias puras. Você consegue explicar por quê?

15. Utilizando esferas coloridas, faça em seu caderno um modelo que represente as moléculas das substâncias relacionadas a seguir:
a) $HC\ell$
b) NH_3 (O nitrogênio se une a cada um dos hidrogênios.)
c) CF_4 (O carbono se une a cada um dos flúors.)
d) H_2O_2 (Um oxigênio se une ao outro; um hidrogênio se une a cada oxigênio.)

16. (Vunesp) Os nomes latinos dos elementos *chumbo*, *prata* e *antimônio* dão origem aos símbolos químicos desses elementos. Estes símbolos são, respectivamente:
a) P, Ar, Sr
b) Pm, At, Sn
c) Pb, Ag, Sb
d) Pu, Hg, Si
e) Po, S, Bi

17. (FUERN) Os elementos químicos cobre, fósforo, prata e sódio são representados, respectivamente, pelos seguintes símbolos:
a) Co, K, Ag, Si
b) Cr, P, Ar, S
c) Ce, Fr, Pr, Na
d) Cu, P, Ag, Na
e) Cu, F, Pt, K

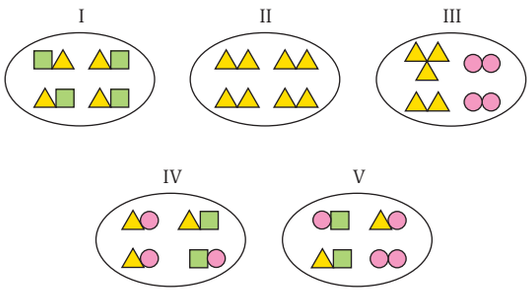
18. (Ufac) Com relação às substâncias O_2, H_2, H_2O, Pb, CO_2, O_3, CaO e S_8, podemos afirmar que:
a) todas são substâncias simples.
b) somente O_2, H_2 e O_3 são substâncias simples.
c) todas são substâncias compostas.
d) somente CO_2, CaO e S_8 são substâncias compostas.
e) as substâncias O_2, H_2, Pb, O_3 e S_8 são simples.

19. (Ufes) Considere os seguintes sistemas:
I. nitrogênio e oxigênio;
II. etanol hidratado;
III. água e mercúrio.
Indique a alternativa correta.
a) Os três sistemas são homogêneos.
b) O sistema I é homogêneo e formado por substâncias simples.
c) O sistema II é homogêneo e formado por substâncias simples e compostas.
d) O sistema III é heterogêneo e formado por substâncias compostas.
e) O sistema III é uma solução formada por água e mercúrio.

20. (Uema)
I. Água (ℓ) e água (s).
II. Gás oxigênio.
III. Etanol e areia.
IV. Gás carbônico e gás hidrogênio.
Relativamente aos sistemas acima, podemos afirmar que existe uma:
a) substância pura em III.
b) substância composta em II.
c) mistura monofásica em III.
d) mistura bifásica em IV.
e) mistura que pode ser homogênea se misturarmos II com IV.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

21. (Univali-SC) No esquema a seguir estão representados cinco sistemas, formados por moléculas constituídas por três tipos de átomos, representados por △ ○ □. Escolha a alternativa que identifica os sistemas I, II, III, IV e V corretamente.



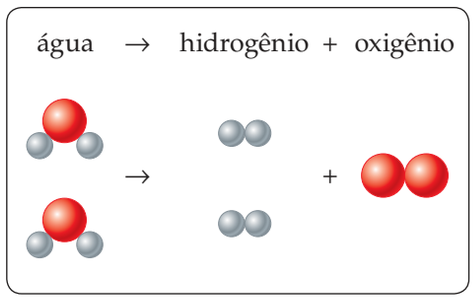
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

a) Substância pura simples, substância pura composta, mistura de 2 componentes, mistura de 3 componentes, mistura de 4 componentes.
b) Substância pura simples, substância pura composta, mistura de 3 componentes, mistura de 3 componentes, mistura de 4 componentes.
c) Mistura de 2 componentes, substância pura composta, mistura de 3 componentes, mistura de 3 componentes, mistura de 4 componentes.
d) Substância pura composta, substância pura simples, mistura de 3 componentes, mistura de 3 componentes, mistura de 4 componentes.
e) Mistura de 2 componentes, substância pura composta, mistura de 3 componentes, mistura de 4 componentes, mistura de 4 componentes.

3 Equação química

3.1 Uma equação química representa uma reação química

Voltemos ao exemplo da decomposição da água. Levando em conta a composição das moléculas envolvidas, podemos representar essa reação como mostrado ao lado.



ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores fantasiosas.)

A água, o reagente, é formada por moléculas H_2O; o gás hidrogênio e o gás oxigênio, os produtos, têm fórmulas H_2 e O_2, respectivamente. Assim, poderíamos representar a reação usando as fórmulas do reagente e dos produtos:

$$H_2O \rightarrow H_2 + O_2$$

Nessa representação, falta, porém, a proporção correta entre as quantidades de moléculas envolvidas.

Uma representação mais correta é:

$$H_2O + H_2O \rightarrow H_2 + H_2 + O_2$$

ou seja

$$2\,H_2O \rightarrow 2\,H_2 + O_2$$

Agora, sim, está expressa a verdadeira proporção entre as quantidades de moléculas que participam da reação.

A maneira de representar uma reação química é denominada **equação química**.

Os números que indicam a proporção entre as quantidades de moléculas, numa equação química, são chamados de **coeficientes** ou **coeficientes estequiométricos**.

Na equação química acima, o coeficiente da água é 2, o do hidrogênio é 2 e o do oxigênio é 1 (que não precisa ser escrito).

Em equação: $2\,H_2O \rightarrow 2\,H_2 + O_2$

Em palavras: **Duas moléculas de água reagem para formar duas moléculas de hidrogênio e uma de oxigênio.**

Ponha em prática o que aprendeu

Usando moedas de diferentes valores, fichas coloridas, bolinhas de massa de modelar, círculos de papel colorido, bolinhas de isopor ou outro material que a imaginação sugerir, represente as moléculas dos reagentes e dos produtos das reações químicas cujas equações são:

$$2\,H_2O \rightarrow 2\,H_2 + O_2$$
$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$
$$N_2 + O_2 \rightarrow 2\,NO$$
$$C + 2\,H_2 \rightarrow CH_4$$
$$N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$$
$$N_2 + 2\,O_2 \rightarrow 2\,NO_2$$
$$CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O$$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Outros exemplos de equações químicas são:

Em equação: $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$

Em palavras: **Uma molécula de nitrogênio reage com três de hidrogênio para formar duas de amônia.**

Em equação: $C_2H_6O + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

Em palavras: **Uma molécula de etanol reage com três de oxigênio para formar duas de gás carbônico e três de água.**

3.2 Balanceamento de equações químicas

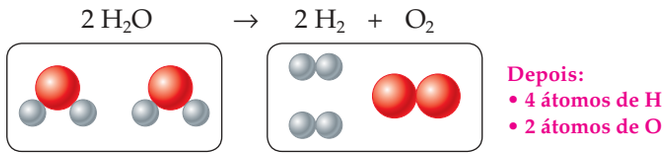
Quando escrevemos uma equação química, ela deve estar corretamente **balanceada**, ou seja, os coeficientes devem estar corretamente indicados. Caso contrário, não estará sendo respeitado o fato de os átomos se conservarem.

Por exemplo, a equação química $N_2 + O_2 \rightarrow NO$ não está corretamente balanceada, pois há menos átomos de N e de O no lado do produto. Contudo, essa equação ficará corretamente balanceada se colocarmos o coeficiente 2 na frente da fórmula do produto: $N_2 + O_2 \rightarrow 2\ NO$.

4 Explicação para as leis de Lavoisier e de Proust

A Teoria de Dalton é uma proposta (bem-sucedida) de explicação para a Lei de Lavoisier e a Lei de Proust, apresentadas no capítulo anterior.

Numa reação química, os átomos apenas se recombinam. Então, já que os átomos não são destruídos nem formados, a massa de reagentes é sempre igual à dos produtos. Isso explica a Lei de Lavoisier.



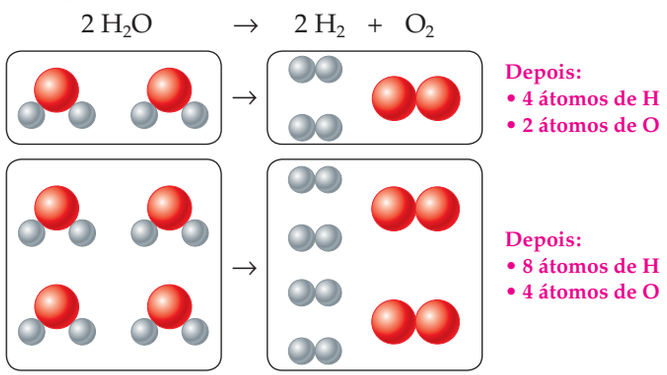
ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores fantasiosas.)

As moléculas de uma determinada substância são formadas por átomos que se unem numa proporção bem definida. Na água, por exemplo, sempre há dois átomos de hidrogênio para um átomo de oxigênio.

Assim, não importa a quantidade da substância que consideremos, haverá sempre uma proporção constante entre os átomos dos elementos que a constituem. Ou seja, tanto em um grama quanto em um quilograma ou em uma tonelada de água, a proporção em que os elementos hidrogênio e oxigênio estão presentes é sempre a mesma.

E como a proporção em que os átomos estão presentes é sempre a mesma, então a composição da substância é fixa, o que explica a Lei de Proust.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores fantasiosas.)

THE BRIDGEMAN ART LIBRARY/KEYSTONE

▲ John Dalton (1766-1844). Gravura de C. Turner, século XIX. Biblioteca da Universidade de Edimburgo, Escócia.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

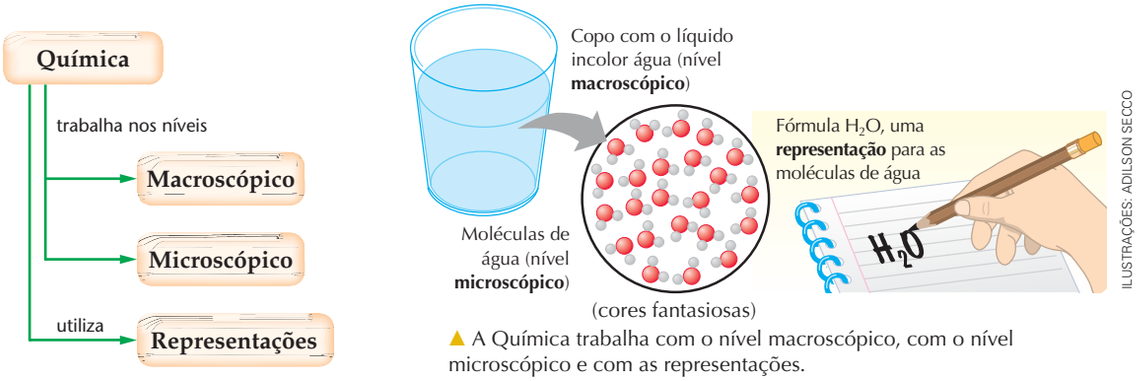
5 Os níveis de trabalho da Química

O "mundo" ao qual estamos acostumados — das coisas que podemos ver, sentir, perceber, tocar ou medir — é o ponto de partida para as pesquisas em Química. Dizemos que as coisas que pertencem a esse "mundo" são do nível **macroscópico**.

Assim, por exemplo, quando falamos que a água é um líquido incolor e inodoro, estamos nos referindo ao aspecto macroscópico da água. Quando dizemos que a água apresenta PF = 0 °C, PE = 100 °C (ao nível do mar) e d = 1,0 g/cm^3, a 20 °C, estamos relatando propriedades macroscópicas da substância água.

Ao propor explicação para as leis (essas explicações são as teorias), os químicos utilizam frequentemente os conceitos de átomo e de molécula, entidades que pertencem ao nível **microscópico**.

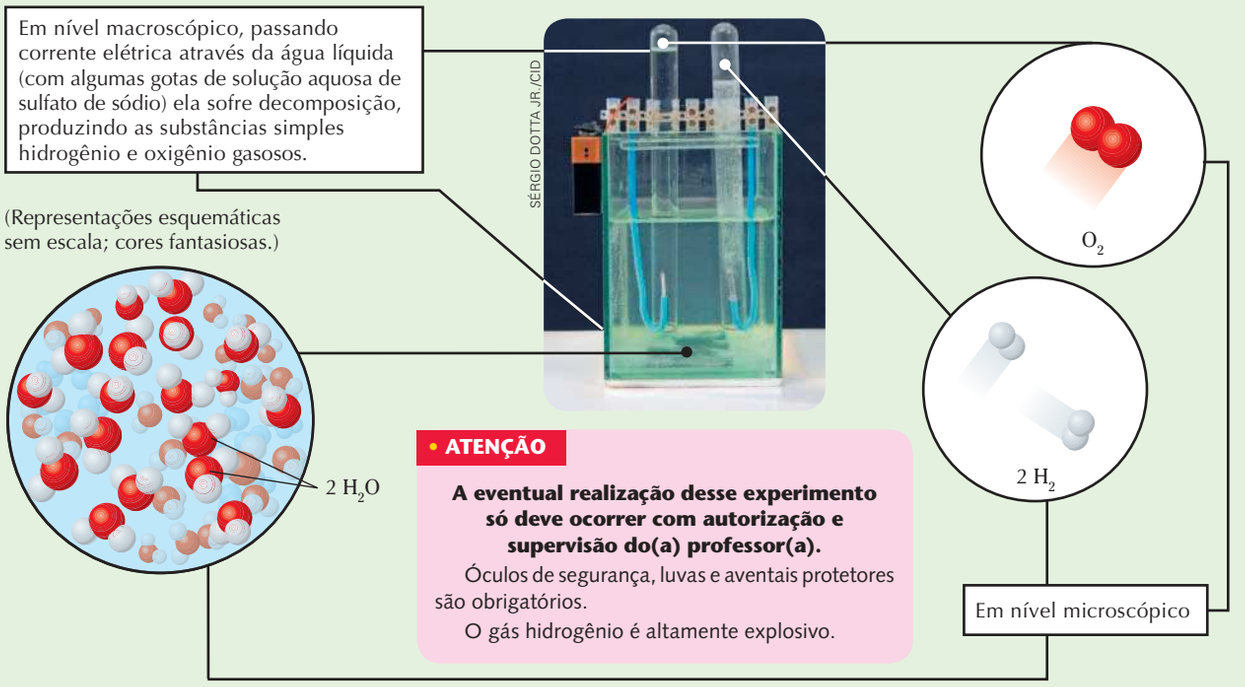
Para facilitar a comunicação, os químicos lançam mão das **representações**, que incluem os símbolos (que representam os átomos dos elementos), as fórmulas (que representam as substâncias) e as equações químicas (que representam as reações químicas).



▲ A Química trabalha com o nível macroscópico, com o nível microscópico e com as representações.

UMA VISÃO MICROSCÓPICA SOBRE A DECOMPOSIÇÃO DA ÁGUA

Em equação: $2\,H_2O\,(\ell) \rightarrow 2\,H_2\,(g) + O_2\,(g)$



• ATENÇÃO

A eventual realização desse experimento só deve ocorrer com autorização e supervisão do(a) professor(a).

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

O gás hidrogênio é altamente explosivo.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

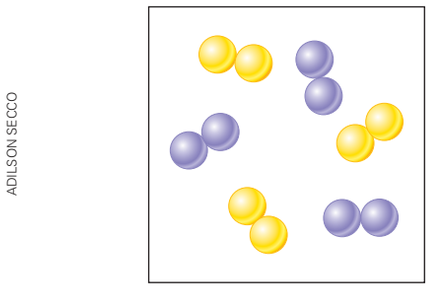
Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

22. Em todos os sete desenhos desta questão, esferas de mesma cor indicam átomos de um mesmo elemento químico e esferas de cores diferentes, átomos de elementos distintos.

O desenho abaixo representa moléculas inicialmente presentes em um sistema.

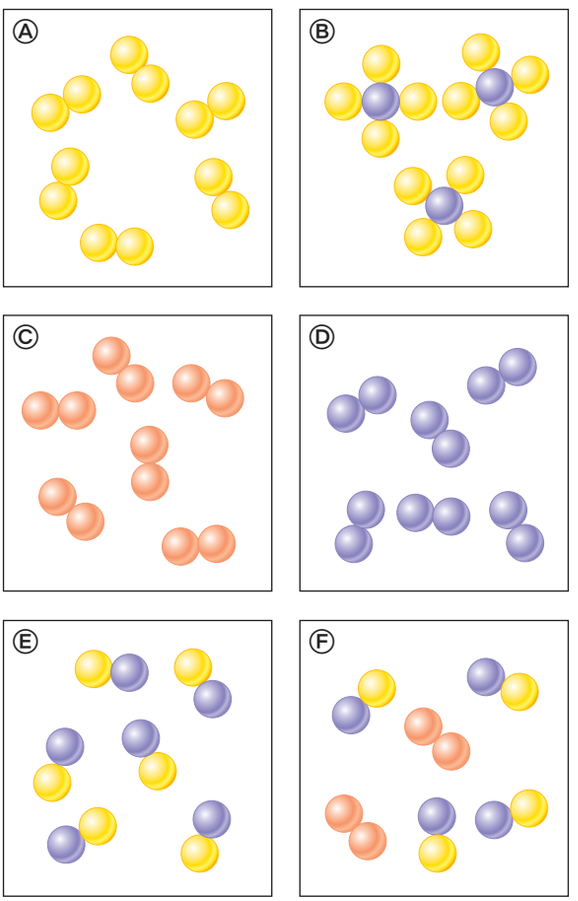


ADILSON SECCO

Representação do sistema inicial (cores fantasiosas)

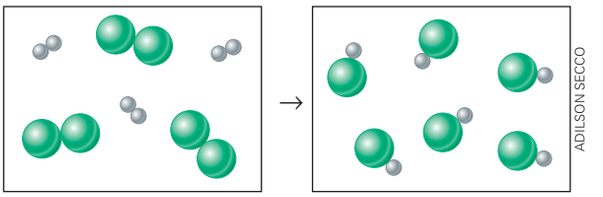
Após uma reação química envolvendo essas moléculas, sabe-se que o sistema final corresponde a **um** dos desenhos abaixo. Analise-os e conclua **qual** deles corresponde à situação final do sistema.

Justifique, para **cada um** dos desenhos, por que ele pode ou não representar a situação final.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

23. O esquema a seguir representa um sistema antes e depois de uma reação química (cores fantasiosas). As esferas cinza indicam átomos de hidrogênio e as verdes, átomos de cloro.

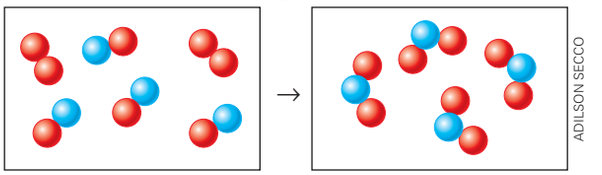


ADILSON SECCO

a) Escreva as fórmulas dos reagentes e do produto.

b) Represente a reação que ocorreu por meio de uma equação química. Não se esqueça de balanceá-la.

24. O esquema a seguir representa um sistema antes e depois de uma reação química (cores fantasiosas). As esferas vermelhas indicam átomos de oxigênio e as azuis, átomos de nitrogênio.



ADILSON SECCO

a) Escreva as fórmulas dos reagentes e do produto.

b) Represente a reação que ocorreu por meio de uma equação química. Não se esqueça de balanceá-la.

25. Equações químicas são uma representação para uma reação química. Como foi visto neste capítulo, todos os átomos presentes nos reagentes devem estar presentes nos produtos.

Verifique se cada uma das seguintes equações químicas está balanceada e, no caso de não estar, faça o balanceamento.

a) $H_2O + CO \rightarrow H_2 + CO_2$

b) $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$

c) $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$

d) $CO + O_2 \rightarrow CO_2$

e) $N_2H_4 + N_2O_4 \rightarrow N_2 + H_2O$

26. Ilustrando os átomos dos elementos químicos por meio de bolinhas coloridas, represente as moléculas dos reagentes e dos produtos de cada uma das reações do exercício anterior, respeitando seu balanceamento.

27. Um estudante percebeu que a seguinte equação química, que representa a fabricação da amônia (NH_3) a partir do gás nitrogênio (N_2) e do gás hidrogênio (H_2), não estava corretamente balanceada:

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

Na tentativa de balanceá-la, ele a reescreveu assim:

$$N_2 + H_6 \rightarrow N_2H_6$$

Explique qual foi o **erro** cometido e diga como o estudante deveria ter procedido para que a equação ficasse **corretamente balanceada**.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

28. Efetue o balanceamento das seguintes equações químicas:

a) $H_2 + C\ell_2 \rightarrow HC\ell$

b) $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

c) $P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_3PO_4$

d) $Zn + HBr \rightarrow ZnBr_2 + H_2$

e) $A\ell + HC\ell \rightarrow A\ell C\ell_3 + H_2$

f) $Cu + AgNO_3 \rightarrow Ag + Cu(NO_3)_2$

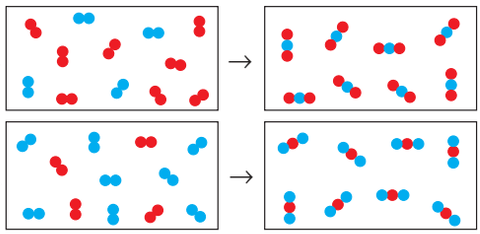
g) $C\ell_2 + CH_4 \rightarrow CH_2C\ell_2 + HC\ell$

h) $C_2H_6O + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

i) $AgNO_3 + BaC\ell_2 \rightarrow AgC\ell + Ba(NO_3)_2$

j) $H_3PO_4 + Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + HNO_3$

29. (Unicamp-SP) Sob condições adequadas, uma mistura de nitrogênio gasoso, N_2 (g), e de oxigênio gasoso, O_2 (g), reage para formar diferentes óxidos de nitrogênio. Se representarmos o elemento nitrogênio por ● e o elemento oxigênio por ●, duas dessas reações químicas podem ser esquematizadas como:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Representações esquemáticas sem escala; cores fantasiosas.)

a) Dê a fórmula química do composto formado na reação esquematizada em I.

b) Escreva a equação química balanceada representada no esquema II.

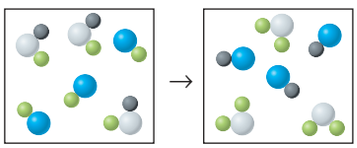
30. (Unirio-RJ) Comparando reagentes e produtos da reação: $2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$, pode-se dizer que apresentam igual:

I. o número de átomos
II. o número de moléculas
III. a massa

Dessas afirmações, apenas:

a) I é correta
b) I e III são corretas
c) III é correta
d) II é correta
e) I e II são corretas

31. (UEMG) Em um recipiente fechado, ocorre a reação representada no modelo a seguir, no qual cada bolinha simboliza um átomo:



ADILSON SECCO

Baseando-se nesses dados, pode-se afirmar **corretamente** que:

a) O número de moléculas antes da reação é diferente do número de moléculas após a reação.

b) Há cinco elementos químicos participando no processo.

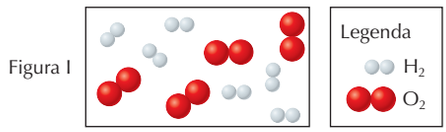
c) A quantidade de átomos no início é maior que a quantidade de átomos no final.

d) Duas substâncias reagem e formam duas novas substâncias.

32. (Unicamp-SP) Leia a frase seguinte e transforme-a em uma equação química (balanceada), utilizando símbolos e fórmulas: "uma molécula de nitrogênio gasoso, contendo dois átomos de nitrogênio por molécula, reage com três moléculas de hidrogênio diatômico, gasoso, produzindo duas moléculas de amônia gasosa, a qual é formada por três átomos de hidrogênio e um de nitrogênio".

33. (UFMG) Uma mistura de hidrogênio, H_2 (g), e oxigênio, O_2 (g), reage, num recipiente hermeticamente fechado, em alta temperatura e em presença de um catalisador, produzindo vapor de água, H_2O (g) (cores fantasiosas).

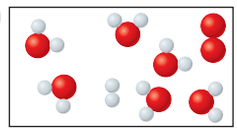
A figura I representa a mistura antes da reação.



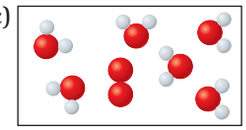
Supondo que a reação seja completa, o desenho que representa o estado final do sistema dentro do recipiente, considerando a quantidade de moléculas representadas para o estado inicial, é

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

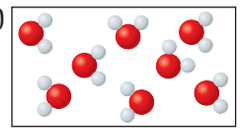
a)



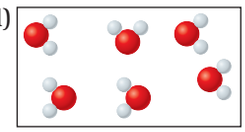
c)



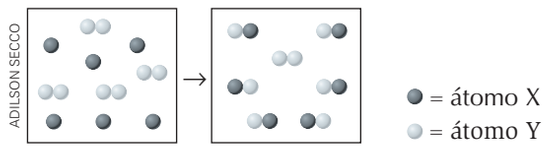
b)



d)



34. (UFPI) A reação de X com Y é representada a seguir. Determine qual das equações melhor representa a equação química balanceada.



a) $2X + Y_2 \rightarrow 2XY$

b) $6X + 8Y \rightarrow 6XY + 2Y$

c) $3X + Y_2 \rightarrow 3XY + Y$

d) $X + Y \rightarrow XY$

e) $3X + 2Y_2 \rightarrow 3XY + Y_2$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Informe-se sobre a Química

Átomos e moléculas: entidades de um mundo quase além da imaginação

Átomos e moléculas são entidades tão pequenas que mesmo o melhor dos microscópios ópticos não é suficiente para que consigamos enxergá-los.

Mesmo outros tipos potentes de microscópio, usados em pesquisas sobre genes e cromossomos, não têm capacidade de ampliação suficiente para que se possam enxergar átomos e moléculas.

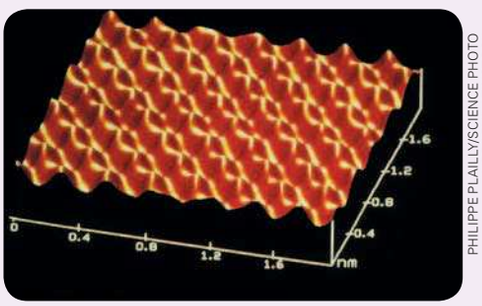
Até a década de 1980, a existência de átomos e moléculas era sustentada por inúmeras evidências experimentais, mas ninguém tinha fotografado um átomo. Nessa época, foi desenvolvido um novo instrumento de ampliação, o microscópio de tunelamento.

Com ele, foi possível, pela primeira vez, obter "fotografias" de átomos. São imagens sem muita nitidez e que não são fotografias propriamente ditas, mas sim imagens produzidas por computador a partir de complexos sinais eletrônicos obtidos pelo aparelho. Contudo, esse avanço tecnológico forneceu novas evidências da existência de átomos e moléculas, em que os cientistas já acreditavam há quase dois séculos, e que mais uma vez foi confirmada.

Átomos e moléculas fazem parte de um mundo microscópico, quase além de nossa capacidade imaginativa. As menores partículas de poeira que somos capazes de ver a olho nu são formadas por um número de átomos maior do que o número de estrelas em nossa galáxia.

Quando alguém observa uma célula viva ao microscópio óptico, está observando algo formado por trilhões de átomos ou mais.

Só para se ter uma noção de como os átomos são pequenos, considere os seguintes dados: se conseguíssemos enfileirar átomos de césio, de ouro ou de hidrogênio até que a fileira atingisse 1 cm de comprimento, seriam necessários aproximadamente 19 milhões de átomos de césio, 35 milhões de átomos de ouro ou 134 milhões de átomos de hidrogênio!



PHILIPPE PLAILLY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Imagem da superfície da substância grafite (formada por átomos de carbono), fornecida por um instrumento chamado microscópio de tunelamento. A ampliação é de, aproximadamente, 22 milhões de vezes, e o colorido é artificial.

Você entendeu a leitura?

Responda em seu caderno

1. Que instrumento nos permite hoje "ver" átomos e moléculas?

2. O microscópio de tunelamento foi desenvolvido para que os cientistas pudessem "ver" e manipular átomos. Pesquise como esse instrumento funciona e faça um resumo com as principais informações que você encontrar.

3. Algumas das propriedades da substância sacarose, o açúcar de cana, são apresentadas a seguir:

I. É sólida nas condições ambientes.
II. É inodora.
III. Tem sabor doce.
IV. É constituída por moléculas.
V. Tem ponto de fusão 185 °C, sendo que se decompõe durante a fusão, originando caramelo e, posteriormente, carvão.
VI. Cada uma de suas moléculas é formada por 12 átomos de carbono, 22 de hidrogênio e 11 de oxigênio.
VII. É branca.

a) Quais dessas propriedades são macroscópicas, isto é, quais estão relacionadas ao nível macroscópico?
b) Quais dessas propriedades são microscópicas?
c) Como pode ser representada a molécula da sacarose?

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

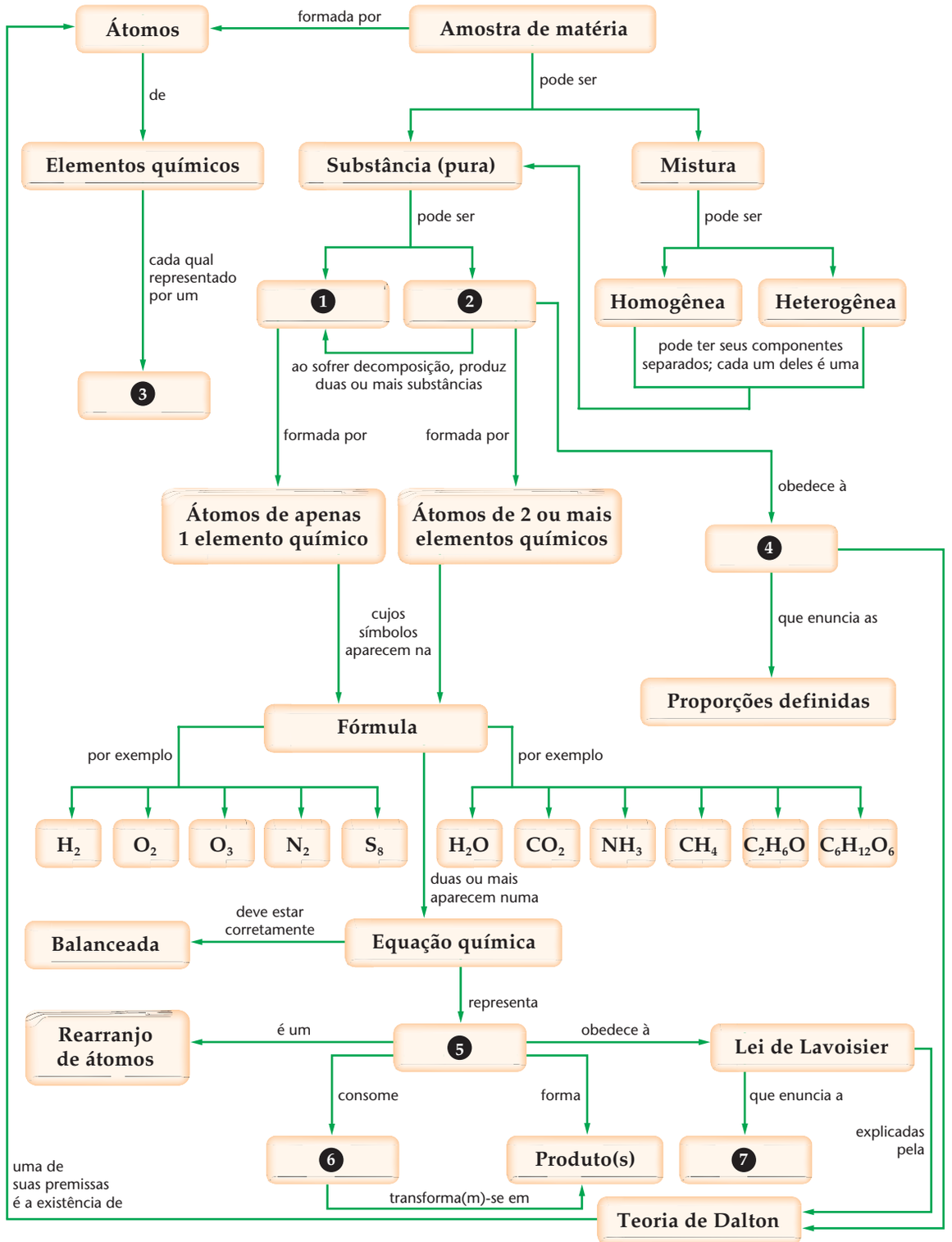
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – ELEMENTOS E SUBSTÂNCIAS

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 5

Introdução à estrutura atômica

Alguns conteúdos importantes:

- *Noções sobre a época em que foram descobertos elétron, próton e nêutron*
- *Modelo atômico de Thomson*
- *Experiência sobre a dispersão de partículas alfa*
- *Modelo atômico de Rutherford*
- *Número atômico*
- *Número de massa*
- *Conceituação moderna de elemento químico*
- *Isótopos*
- *Íons*

▼ Átomos de cerca de vinte elementos químicos tomam parte na composição do corpo humano. Neste capítulo estudaremos a conceituação atual de **elemento químico**.

MIKE POWELL/ALLSPORT/GETTY IMAGES

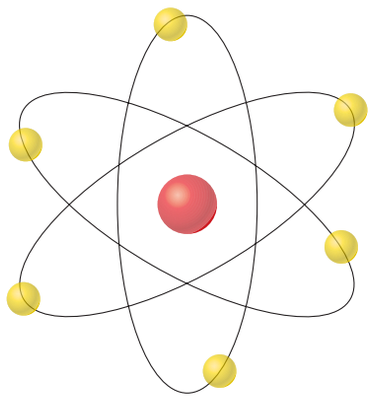
O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- núcleo
- eletrosfera
- modelo atômico de Thomson
- modelo atômico de Dalton
- cargas elétricas
- próton
- elétron
- modelo



ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Em Química, a ideia de **modelo** é muito importante. **Modelo**, de um modo bem simples, consiste na maneira como imaginamos que é algo a que não temos acesso direto.

Se vamos comprar um melão, por exemplo, não podemos abrir todos que estão à venda para decidir qual está melhor. Observando o aspecto externo da fruta, apalpando e dando batidinhas, é possível escolher uma que esteja em boas condições (desde que tenhamos, obviamente, um pouco de experiência na compra de melões). Ao proceder dessa forma estamos criando um modelo ao imaginar em que condições está o interior de uma fruta, sem tê-lo visto.

De forma análoga, os químicos dispõem, desde o início do século XIX, de evidências sobre a existência de átomos. O modelo atômico de Dalton (isto é, a concepção de Dalton a respeito do átomo), que estudamos no capítulo anterior, foi muito útil no desenvolvimento da Química.

No entanto, à medida que novas evidências surgem, teorias e modelos têm, muitas vezes, de ser aperfeiçoados ou substituídos por outros. E foi isso que aconteceu com a Teoria de Dalton e com o seu modelo.

Átomos são muito pequenos para serem vistos até nos melhores microscópios convencionais. Isso sempre dificultou o estudo da sua estrutura, que deve ser feito por meio de evidências indiretas e, às vezes, bastante complexas.

Nas próximas páginas você encontrará uma série de informações mostrando, em linhas gerais, como o aparecimento de novas evidências conduziu os cientistas a substituir o modelo de Dalton por outros mais adequados para explicar tais evidências.

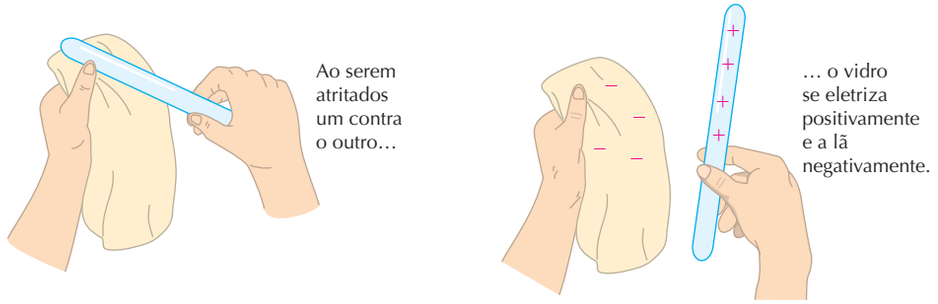
Você também aprenderá qual é o conceito moderno de **elemento químico**.

1 A natureza elétrica da matéria

1.1 Cargas elétricas, atração e repulsão

Ao atritarmos um bastão de vidro em um tecido de lã, o vidro passa a ser portador de **carga elétrica positiva** (por uma convenção) e a lã, portadora de **carga elétrica negativa** (também por uma convenção).

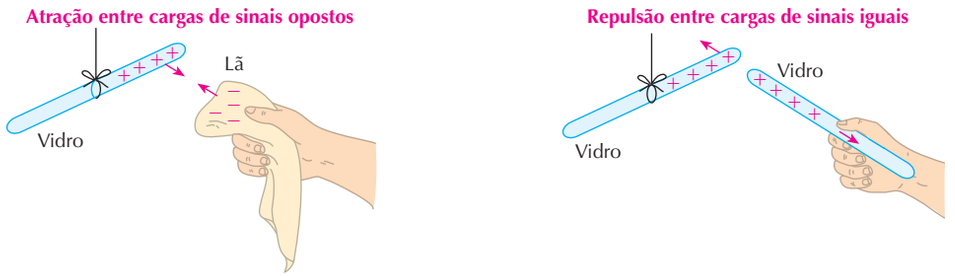
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO



Muitos materiais, quando atritados em outros, ficam eletrizados, ou seja, adquirem carga elétrica. Por meio de experiências envolvendo corpos eletrizados, os cientistas concluíram que **cargas elétricas de sinais diferentes se atraem** e **cargas elétricas de sinais iguais se repelem**.

Essas conclusões estão de acordo com o fato de a lã e o vidro, eletrizados com cargas de diferentes sinais, se atraírem, e os dois bastões de vidro, eletrizados com cargas de mesmo sinal, se repelirem.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO



Então, como os materiais participam de fenômenos elétricos, deduz-se que eles devem possuir natureza elétrica. Mas o modelo de Dalton, estudado no capítulo anterior, não leva em conta os fenômenos elétricos.

Devido a evidências obtidas em experiências como a que descrevemos e em outras mais complexas, surgiu, no final do século XIX e início do século XX, a necessidade de um modelo atômico mais adequado, que levasse em conta a **natureza elétrica da matéria**.

1.2 Descargas elétricas em gases a baixa pressão

Gases, de modo geral, não conduzem corrente elétrica quando à pressão ambiente. No entanto, na segunda metade do século XIX, os trabalhos de Heinrich Geissler, Johann Hittorf e William Crookes mostraram experimentalmente que, quando submetidos a baixas pressões, os gases podem tornar-se condutores elétricos.

Para chegar a essa conclusão, eles utilizaram o chamado **tubo de raios catódicos**, isto é, uma ampola de vidro ligada a uma bomba de vácuo que visa diminuir a pressão interna. Nas duas pontas do tubo há extremidades metálicas (chamadas de **eletrodos**) ligadas a uma bateria. Quando a pressão interna chega a cerca de um décimo da pressão ambiente, observa-se que o gás entre os eletrodos passa a emitir uma luminosidade. Quando a pressão diminui ainda mais (cerca de cem mil vezes menor que a pressão ambiente), a luminosidade desaparece, restando apenas uma mancha luminosa atrás do polo positivo.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Os cientistas atribuíram essa mancha a raios (de natureza desconhecida, naquela época) que seriam provenientes do polo negativo, chamado de **cátodo**. Esses raios foram denominados **raios catódicos**.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

▲ Esquemas de tubos de raios catódicos. (Cores fantasiosas.)

1.3 Descoberta do elétron e do próton

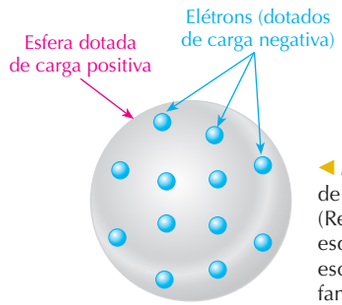
O cientista inglês Joseph John Thomson, elaborando melhor as experiências feitas com o tubo de raios catódicos, foi capaz de concluir, em 1897, que os raios catódicos são, na verdade, constituídos pelo fluxo de partículas menores que o átomo e dotadas de carga elétrica negativa. Estava descoberta a partícula que chamamos de **elétron**.

Essa descoberta indicava que um átomo não é indivisível como imaginavam os filósofos gregos ou como sugeria o modelo de Dalton.

Havia a necessidade de um novo modelo, e foi J. J. Thomson quem o propôs. O átomo, segundo ele, deveria ser formado por uma esfera de carga elétrica positiva, possuindo elétrons anexos. Assim, a carga elétrica total de um átomo seria nula, pois a carga negativa dos elétrons compensaria a carga positiva da esfera que os contém. Esse modelo é conhecido como "modelo do pudim de passas".

THE BRIDGEMAN ART LIBRARY/KEYSTONE

◀ Joseph John Thomson (1856-1940), Prêmio Nobel em 1906. Quadro de Arthur Hacker, da década de 1900. Laboratório Cavendish, Cambridge, Inglaterra.



◀ Modelo atômico de Thomson. (Representação esquemática sem escala, em cores fantasiosas.)

ADILSON SECCO

Outras modificações no tubo de raios catódicos, feitas pelo cientista alemão Eugene Goldstein, conduziram à descoberta de outra partícula subatômica, 1.836 vezes mais pesada que o elétron e dotada de carga elétrica igual à dele, mas com sinal positivo. Para essa nova partícula foi proposto o nome **próton**.

Assim, ao final do século XIX, com a descoberta do próton e do elétron, já estava comprovado que o átomo não é indivisível e que mesmo o modelo de Thomson era incompleto, uma vez que não levava em conta a existência dos prótons. Um novo modelo se fazia necessário.

2 Modelo atômico de Rutherford

2.1 Experiência sobre a dispersão de partículas alfa

Ernest Rutherford, cientista nascido na Nova Zelândia, realizou em 1911 um experimento que conseguiu descartar de vez o modelo atômico de esfera rígida.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

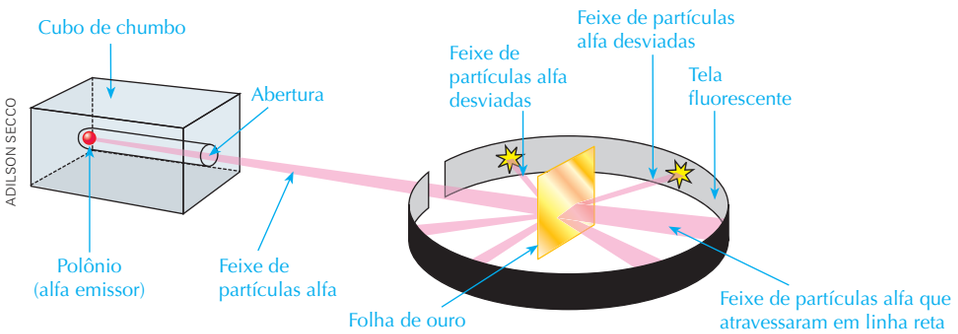
O raciocínio de Rutherford foi relativamente simples. Imagine que alguém atirasse com uma metralhadora em um caixote de madeira fechado cujo conteúdo fosse desconhecido. Se as balas ricocheteassem, não atravessando o caixote, concluiríamos que dentro dele deveria haver algum material como concreto ou ferro maciço. Mas, se as balas o atravessassem, chegaríamos à conclusão de que ele estaria vazio ou então de que conteria materiais menos densos, como algodão, serragem ou similares.

Porém, se parte das balas passasse e parte ricocheteasse, concluiríamos que materiais dos dois tipos estariam presentes dentro do caixote. Quanto mais balas o atravessassem, menos material muito denso deveria existir em seu interior.

É óbvio que para descobrir o que há dentro de um caixote seria mais sensato abri-lo e olhar seu interior em vez de atirar nele. Por sua vez, com o átomo não acontece o mesmo, já que não é possível enxergá-lo ou manipulá-lo individualmente como fazemos com objetos macroscópicos. Nesse caso, faz sentido "atirar" nele para tentar descobrir algo sobre sua estrutura interna.

Rutherford atirou numa finíssima folha de ouro, cuja espessura se estima em torno de trezentos ou trezentos e cinquenta átomos. Esses átomos enfileirados correspondem a cerca de 0,00001 cm! A "metralhadora" usada por ele lançava pequenas partículas portadoras de carga elétrica positiva, chamadas de **partículas alfa**.

Para saber se essas "balas" atravessavam em linha reta ou eram desviadas, ele usou uma tela feita com um material apropriado (fluorescente) que emite uma luminosidade instantânea quando atingida por uma partícula alfa.



ADILSON SECCO

▲ Esquematização do experimento feito por Rutherford, em cores fantasiosas.

ALBUM AKG/LATINSTOCK

▲ Ernest Rutherford (1871-1937), Prêmio Nobel em 1908. Foto colorizada de 1915.

A experiência mostrou que a grande maioria das partículas alfa atravessava a folha em linha reta. Apenas algumas poucas eram desviadas de sua trajetória. Assim, os átomos não poderiam ser maciços, pois, se fossem, as partículas alfa não conseguiriam atravessá-los.

O experimento permitiu a Rutherford concluir que:

- o átomo não é maciço, apresentando mais espaço vazio do que preenchido;
- a maior parte da massa do átomo se encontra em uma pequena região central (que chamaremos de **núcleo**) dotada de carga positiva, onde estão os prótons (as partículas alfa — de carga positiva — que chegassem próximo ao núcleo — também positivo — eram **desviadas pela repulsão elétrica**);
- na região ao redor do núcleo (que chamaremos de **eletrosfera**) estão os elétrons, muito mais leves (1.836 vezes) que os prótons;
- a contagem do número de partículas que atravessavam e que eram desviadas, repelidas pela carga positiva do núcleo, permitiu fazer uma estimativa de que o raio de um átomo de ouro (núcleo e eletrosfera) é cerca de dez mil a cem mil vezes maior que o raio do núcleo.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

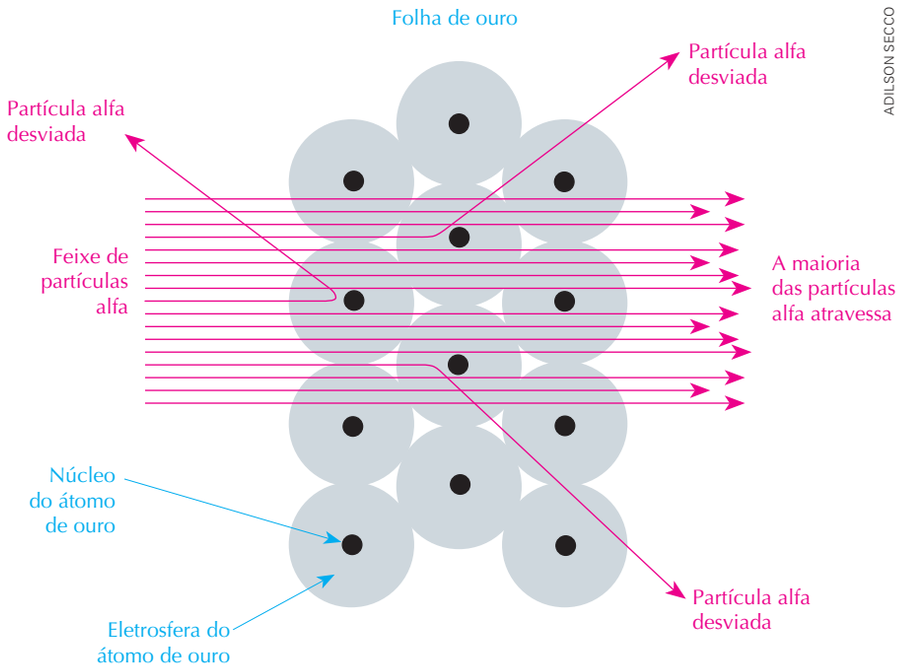
SAN ROSTRO/AGE/KEYSTOCK

▲ Os metais podem ser transformados, por martelamento, em finíssimas folhas. O ouro é o metal que permite obter as folhas mais finas, como a que foi usada por Rutherford em seu experimento. Na foto, uma folha de ouro.

SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Os átomos em geral apresentam um raio de dez mil a cem mil vezes maior que seus núcleos. Assim, se o núcleo de um átomo fosse do mesmo diâmetro dessa moeda, os elétrons mais afastados poderiam estar desde cerca de 200 m até 2 km de distância!

ADILSON SECCO



▲ Representação esquemática da folha de ouro durante a experiência de Rutherford. Algumas partículas alfa são desviadas por **repulsão elétrica do núcleo**. Porém, a grande maioria atravessa a folha em linha reta, evidenciando que os átomos **não** são maciços. (Representação esquemática sem escala, em cores fantasiosas.)

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. (PUC-RS) O átomo, na visão de Thomson, é constituído de
a) níveis e subníveis de energia.
b) cargas positivas e negativas.
c) núcleo e eletrosfera.
d) grandes espaços vazios.
e) orbitais.

2. Próton e elétron possuem:
a) massas iguais e cargas elétricas de mesmo sinal.
b) massas diferentes e cargas elétricas de mesmo sinal.
c) massas diferentes e cargas elétricas de sinais opostos.
d) massas iguais e cargas elétricas de sinais opostos.

3. (UCB-DF) Rutherford, ao fazer incidir partículas radioativas em lâmina metálica de ouro, observou que a maioria das partículas atravessava a lâmina, algumas desviavam e poucas refletiam. Escolha, dentre as afirmações a seguir, aquela que não reflete as conclusões de Rutherford sobre o átomo.
a) Os átomos são esferas maciças e indestrutíveis.
b) No átomo há grandes espaços vazios.
c) No centro do átomo existe um núcleo pequeno e denso.
d) O núcleo do átomo tem carga positiva.
e) Os elétrons giram ao redor do núcleo para equilibrar a carga positiva.

4. (UEMG) O modelo de átomo conhecido como **modelo de Rutherford** foi idealizado a partir de experiências realizadas em 1909. Várias conclusões foram tiradas a partir dessas experiências, EXCETO:
a) O átomo apresenta, predominantemente, espaços vazios.
b) O núcleo é a região mais densa do átomo.
c) O núcleo atômico apresenta carga elétrica positiva.
d) O núcleo é praticamente do tamanho do átomo todo.

5. (ESPM-SP) O átomo de Rutherford (1911) foi comparado ao sistema planetário. Eletrosfera é a região do átomo que:

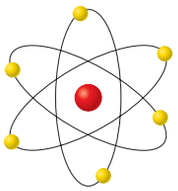
a) contém as partículas de carga elétrica negativa.

b) contém as partículas de carga elétrica positiva.

c) contém nêutrons.

d) concentra praticamente toda a massa do átomo.

e) contém prótons e nêutrons.



ADILSON SECCO

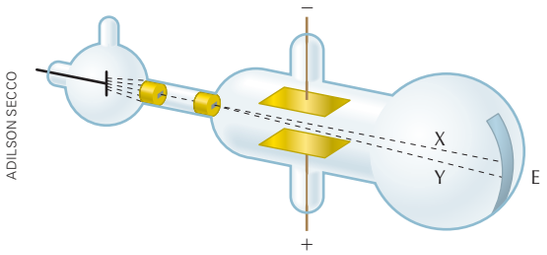
(Representação esquemática sem escala, em cores fantasiosas.)

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

6. (UFMG) No fim do século XIX, Thomson realizou experimentos em tubos de vidro que continham gases a baixas pressões, em que aplicava uma grande diferença de potencial. Isso provocava a emissão de raios catódicos. Esses raios, produzidos num cátodo metálico, deslocavam-se em direção à extremidade do tubo (**E**). (Na figura, essa trajetória é representada pela linha tracejada **X**.)



ADILSON SECCO

Nesses experimentos, Thomson observou que

I) a razão entre a carga e a massa dos raios catódicos era independente da natureza do metal constituinte do cátodo ou do gás existente no tubo; e

II) os raios catódicos, ao passarem entre duas placas carregadas com cargas de sinal contrário, se desviavam na direção da placa positiva. (Na figura, esse desvio é representado pela linha tracejada **Y**.)

Considerando-se essas observações, é **CORRETO** afirmar que os raios catódicos são constituídos de:

a) elétrons. **c)** prótons.

b) ânions. **d)** cátions.

7. (UFRGS-RS) O modelo atômico que suscitou a ideia de átomo com estrutura elétrica foi o:

a) de Dalton.

b) do átomo planetário de Rutherford.

c) de Bohr.

d) da mecânica ondulatória.

e) de Thomson.

8. (Fuvest-SP) Thomson determinou, pela primeira vez, a relação entre a massa e a carga do elétron, o que pode ser considerado como a descoberta do elétron. É reconhecida como uma contribuição de Thomson ao modelo atômico:

a) o átomo ser indivisível.

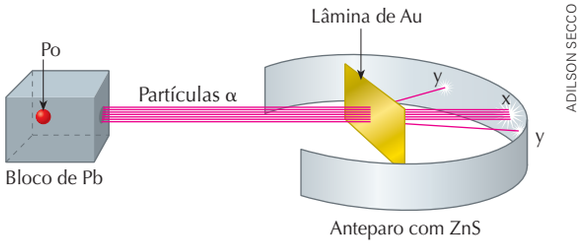
b) a existência de partículas subatômicas.

c) os elétrons ocuparem níveis discretos de energia.

d) os elétrons girarem em órbitas circulares ao redor do núcleo.

e) o átomo possuir um núcleo com carga positiva e uma eletrosfera.

9. (UFSC) Rutherford bombardeou uma fina lâmina de ouro (0,0001 mm de espessura) com partículas "alfa", emitidas pelo Polônio (Po) contido no interior de um bloco de chumbo (Pb) provido de uma abertura estreita para dar passagem às partículas α por ele emitidas. Envolvendo a lâmina de ouro (Au), foi colocada uma tela protetora revestida de sulfeto de zinco.



ADILSON SECCO

Observando as cintilações na tela revestida de sulfeto de zinco, Rutherford verificou que muitas partículas α atravessavam a lâmina de ouro sem sofrerem desvio (x), e que poucas partículas α sofriam desvio (y). Indique a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

- Partículas α possuem carga elétrica negativa.
- O tamanho do átomo é cerca de 10.000 a 100.000 vezes maior que o seu núcleo.
- Partículas α sofrem desvio ao colidirem com o núcleo dos átomos de Au.
- Partículas α sofrem desvio ao colidirem com elétrons nas eletrosferas dos átomos de Au.

10. (PUC-SP) O raio do núcleo é menor que o raio do próprio átomo aproximadamente:

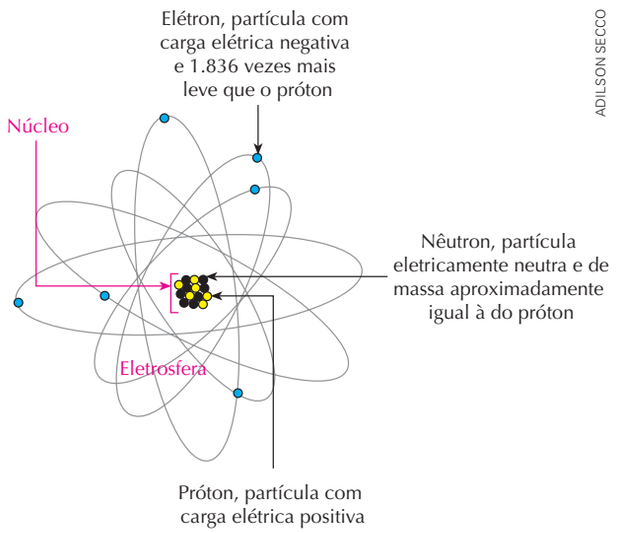
a) 10^2 vezes. **c)** 10^8 vezes. **e)** 10^{23} vezes.

b) 10^4 vezes. **d)** 10^{10} vezes.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.2 Número atômico e número de massa

Em 1932, o inglês James Chadwick descobriu uma outra partícula subatômica de massa muito próxima à do próton, porém sem carga elétrica. Essa partícula, que passou a ser chamada de **nêutron**, localiza-se no núcleo do átomo, juntamente com os prótons.



ADILSON SECCO

Ilustração esquemática de um átomo, no qual a maior parte é espaço vazio. Esquema **fora de proporção**, pois o diâmetro da eletrosfera é milhares de vezes maior que o do núcleo. O núcleo está aqui representado ampliado cerca de 500 bilhões de vezes, e a eletrosfera, cerca de 150 milhões de vezes. Um átomo apresenta, como mostrou Rutherford, muito mais espaço vazio que preenchido. (Representação esquemática sem escala, em cores fantasiosas.)

Partícula	Massa relativa	Carga relativa
Nêutron	1	0
Próton	1	+1
Elétron	$\frac{1}{1.836}$	−1

Número atômico (Z) é o número de prótons presentes no núcleo de um átomo.
Número de massa (A) é a soma do número de prótons (Z) e de nêutrons (N) presentes no núcleo de um átomo.

O número de massa pode ser expresso matematicamente da seguinte maneira:

$$A = Z + N$$

Ao representar um átomo, a **convenção atual** é escrever o número atômico na parte inferior esquerda do símbolo e o número de massa na parte superior esquerda. Assim, por exemplo:

- $^{12}_{6}C$ representa um átomo do elemento químico carbono com 6 prótons, 6 elétrons e 6 nêutrons;
- $^{23}_{11}Na$ representa um átomo do elemento químico sódio com 11 prótons, 11 elétrons e 12 nêutrons;
- $^{37}_{17}C\ell$ representa um átomo do elemento químico cloro com 17 prótons, 17 elétrons e 20 nêutrons.

Importante: Por enquanto estamos considerando apenas casos em que o **átomo** está **eletricamente neutro** porque **o número de prótons é igual ao de elétrons**. Mais à frente consideraremos situações em que o átomo não está eletricamente neutro, ou seja, em que há diferentes números de prótons e de elétrons.

Habitue-se a consultar a tabela periódica

No final deste livro há uma **tabela periódica dos elementos**. Ela é um instrumento de **consulta**.

Procure nela os nomes, os símbolos e os números atômicos dos elementos sempre que necessário.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.3 O conceito moderno de elemento químico

Já vimos que durante as reações químicas os átomos se recombinam. Os químicos observaram que, durante esses processos, o núcleo dos átomos permanece inalterado e que, quando um átomo se une a outro, essa união acontece por meio de modificações na eletrosfera.

O **número de prótons de um átomo** é uma característica que **não se modifica durante as reações químicas**. Os cientistas perceberam, nas primeiras décadas do século XX, que esse número determina as propriedades químicas de um átomo. O número de nêutrons praticamente não tem influência sobre elas. Assim, **define-se atualmente** elemento químico da seguinte maneira:

> **Elemento químico** é o conjunto de átomos que possuem um mesmo número de prótons, isto é, o **mesmo número atômico**.

No capítulo 3, afirmamos que, para Boyle, substância simples era o mesmo que elemento. Tal afirmação, que remonta ao século XVII, foi importantíssima para o desenvolvimento da Química. Contudo, com os avanços da Química no século XX, deixou-se de definir elemento dessa maneira. A definição de elemento químico **atualmente em vigor** é a que acabamos de mostrar.

2.4 Isótopos

> **Isótopos** são dois ou mais átomos que possuem mesmo número atômico (Z) e diferentes números de massa (A).

Isótopos são sempre átomos do mesmo elemento químico, pois possuem o mesmo Z, e são, portanto, representados por um mesmo símbolo. A maioria dos elementos químicos é constituída por dois ou mais isótopos presentes na natureza, geralmente em diferentes quantidades.

TABELA 1 **Abundância de alguns tipos de átomos**

Átomo	Abundância natural (%)	Átomo	Abundância natural (%)	Átomo	Abundância natural (%)
$^{1}_{1}H$	99,99	$^{19}_{9}F$	100**	$^{79}_{35}Br$	50,69
$^{2}_{1}H$	0,01	$^{24}_{12}Mg$	78,99	$^{81}_{35}Br$	49,31
$^{3}_{1}H$	traços*	$^{25}_{12}Mg$	10,00	$^{127}_{53}I$	100
$^{6}_{3}Li$	7,59	$^{26}_{12}Mg$	11,01	$^{204}_{82}Pb$	1,40
$^{7}_{3}Li$	92,41	$^{55}_{25}Mn$	100	$^{206}_{82}Pb$	24,10
$^{16}_{8}O$	99,76	$^{63}_{29}Cu$	69,17	$^{207}_{82}Pb$	22,10
$^{17}_{8}O$	0,04	$^{65}_{29}Cu$	30,83	$^{208}_{82}Pb$	52,40
$^{18}_{8}O$	0,20	$^{75}_{33}As$	100	$^{209}_{83}Bi$	100

Fonte: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. **1**-15 ss.

O conceito de **isótopo** é bastante útil em Química. Existem outras duas definições — a de *isóbaros* e a de *isótonos* — que aparecem em livros, mas que são de pouca importância para efeitos práticos em pesquisas de Química.

Isóbaros são dois ou mais átomos que possuem mesmo número de massa (A) e diferentes números atômicos (Z). Exemplos: $^{14}_{6}C$ e $^{14}_{7}N$; $^{57}_{26}Fe$ e $^{57}_{27}Co$.

Isótonos são dois ou mais átomos que possuem mesmo número de nêutrons (N) e diferentes números atômicos (Z) e de massa (A). Exemplos: $^{13}_{6}C$ e $^{14}_{7}N$; $^{37}_{17}C\ell$ e $^{40}_{20}Ca$.

* Em Química, a expressão *traços* significa vestígios, quantidades muito pequenas.

** Há vinte elementos químicos que **existem na natureza** na forma de um só isótopo. São eles: $^{9}_{4}Be$, $^{19}_{9}F$, $^{23}_{11}Na$, $^{27}_{13}A\ell$, $^{31}_{15}P$, $^{45}_{21}Sc$, $^{55}_{25}Mn$, $^{59}_{27}Co$, $^{75}_{33}As$, $^{89}_{39}Y$, $^{93}_{41}Nb$, $^{103}_{45}Rh$, $^{127}_{53}I$, $^{133}_{55}Cs$, $^{141}_{59}Pr$, $^{159}_{65}Tb$, $^{165}_{67}Ho$, $^{169}_{69}Tm$, $^{197}_{79}Au$ e $^{209}_{83}Bi$.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

TODAS AS MOLÉCULAS DE ÁGUA SÃO IDÊNTICAS?

Como os isótopos pertencem ao mesmo elemento químico, possuem as mesmas propriedades químicas. Assim, por exemplo, os átomos de hidrogênio que existem numa molécula de água, H_2O, podem ser qualquer um de seus isótopos ($^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}H$ ou $^{3}_{1}H$). O átomo de oxigênio também pode ser qualquer um de seus isótopos ($^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$ ou $^{18}_{8}O$).

A abundância dos isótopos (a quantidade de cada um deles na natureza) é normalmente diferente. Assim, por exemplo, de cada 10.000 átomos de oxigênio, os químicos concluíram que, em média, 9.976 são de $^{16}_{8}O$, 4 são de $^{17}_{8}O$ e 20 são de $^{18}_{8}O$.

G. V. P/AGE/KEYSTOCK

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

11. Átomos de $^{51}_{24}Cr$ são utilizados em Medicina, no diagnóstico de alterações ligadas aos glóbulos vermelhos.
Explique o significado dos números que aparecem ao lado do símbolo do elemento crômio na representação $^{51}_{24}Cr$.

Exercício Resolvido

12. Considere um átomo do elemento químico bromo, possuidor de 35 prótons, 46 nêutrons e 35 elétrons. Escreva a representação correta para esse átomo.

Resolução

Pelos dados do enunciado, temos:
$Z = 35$ e $A = 35 + 46 = 81$
Elemento químico bromo: símbolo Br.
Assim, a representação é $^{81}_{35}Br$.

Exercício Resolvido

13. Quantos prótons, nêutrons e elétrons apresenta o átomo que é representado por $^{55}_{25}Mn$?

Resolução

Pelo enunciado, $Z = 25$, portanto o número de prótons é 25.
Como
$A = Z + N$,
então,
$55 = 25 + N$.
Assim,
$N = 55 - 25$, então o número de nêutrons é $N = 30$.
O número de elétrons, salvo menção em contrário, é igual ao de prótons; no caso é igual a 25.

14. Considere os seguintes átomos:
a) $^{12}_{6}C$ **b)** $^{17}_{8}O$ **c)** $^{13}_{7}N$ **d)** $^{27}_{13}A\ell$
Determine o número de prótons, de elétrons e de nêutrons de cada um deles.

15. Um dos átomos usados na construção de bombas atômicas é o plutônio (símbolo Pu) com 94 prótons, 94 elétrons e 145 nêutrons. Escreva a representação para esse átomo.

16. Os átomos de um mesmo elemento químico apresentam em comum:
a) o número atômico?
b) o número de prótons?
c) o número de nêutrons?
d) o símbolo químico?

17. (UFV-MG) Os átomos do elemento químico índio (In), com número atômico igual a 49 e número de massa igual a 115, possuem:
a) 98 nêutrons. **c)** 115 nêutrons. **e)** 66 nêutrons.
b) 49 nêutrons. **d)** 164 nêutrons.

18. (UFPI) A representação $^{56}_{26}Fe$ indica que o átomo do elemento químico ferro apresenta a seguinte composição nuclear:
a) 26 prótons, 20 elétrons e 30 nêutrons.
b) 26 elétrons e 30 nêutrons.
c) 26 prótons, 26 elétrons e 56 nêutrons.
d) 26 prótons e 26 elétrons.
e) 26 prótons e 30 nêutrons.

19. (Vunesp) Com a frase *Grupo concebe átomo "mágico" de silício*, a edição de 18.06.2005 da *Folha de S.Paulo* chama a atenção para a notícia da produção de átomos estáveis de silício com duas vezes mais nêutrons do que prótons, por cientistas da Universidade Estadual da Flórida, nos Estados Unidos da América.

Na natureza, os átomos estáveis deste elemento químico são: $^{28}_{14}Si$, $^{29}_{14}Si$ e $^{30}_{14}Si$. Quantos nêutrons há em cada átomo "mágico" de silício produzido pelos cientistas da Flórida?

a) 14 **c)** 28 **e)** 44
b) 16 **d)** 30

20. (UFSM-RS) Analise as seguintes afirmativas:

I. Isótopos são átomos de um mesmo elemento que possuem mesmo número atômico e diferente número de massa.
II. O número atômico de um elemento corresponde ao número de prótons no núcleo de um átomo.
III. O número de massa corresponde à soma do número de prótons e do número de elétrons de um elemento.

Está(ão) correta(s)

a) apenas I. **c)** apenas III. **e)** apenas II e III.
b) apenas II. **d)** apenas I e II.

21. (Cefet-MG) O hidrogênio, o deutério e o trítio são representados, respectivamente, por $^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}H$ e $^{3}_{1}H$. Analisando o número atômico e a massa atômica desses elementos, é **incorreto** afirmar que:

a) eles são isótopos.
b) eles possuem o mesmo número de elétrons.
c) o deutério possui um próton a mais que o hidrogênio.
d) o deutério e o trítio são mais pesados que o hidrogênio.
e) o trítio possui o dobro de nêutrons em relação ao deutério.

22. (Unifor-CE) Um isótopo do átomo de potássio cujo número atômico é 19 e o número de massa é 40 é o:

a) ^{19}F **b)** ^{39}K **c)** $_{39}Y$ **d)** $_{40}Zr$ **e)** ^{40}Ar

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

23. (Faee-GO) Considerando os átomos $^{127}_{53}I$ e $^{131}_{53}I$, é correto afirmar que:

a) possuem o mesmo número de massa.
b) possuem o mesmo número de nêutrons.
c) são isótopos.
d) possuem diferentes números de prótons.
e) possuem 50 elétrons.

24. (UFF-RJ) A tabela seguinte fornece o número de prótons e o número de nêutrons existentes no núcleo de vários átomos.

Átomo	Nº de prótons	Nº de nêutrons
a	34	45
b	35	44
c	33	42
d	34	44

Considerando os dados da tabela, o átomo isótopo de *a* e o átomo que tem o mesmo número de massa do átomo *a* são, respectivamente:

a) *d* e *b*. **c)** *b* e *c*. **e)** *c* e *b*.
b) *c* e *d*. **d)** *b* e *d*.

25. (Fuvest-SP) Dalton, na sua teoria atômica, propôs entre outras hipóteses que:

a) "os átomos são indivisíveis".
b) "os átomos de um determinado elemento são idênticos em massa".

À luz dos conhecimentos atuais, quais as críticas que podem ser formuladas a cada uma dessas hipóteses?

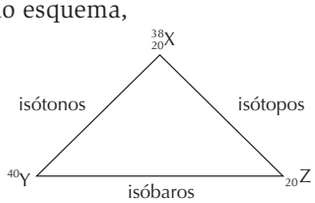
26. (UFF-RJ) Alguns estudantes de Química, avaliando seus conhecimentos relativos e conceitos básicos para o estudo do átomo, analisam as seguintes afirmativas:

I. Átomos isótopos são aqueles que possuem mesmo número atômico e números de massa diferentes.
II. O número atômico de um elemento corresponde à soma do número de prótons com o de nêutrons.
III. O número de massa de um átomo, em particular, é a soma do número de prótons com o de elétrons.
IV. Átomos isóbaros são aqueles que possuem números atômicos diferentes e mesmo número de massa.
V. Átomos isótonos são aqueles que apresentam números atômicos diferentes, números de massa diferentes e mesmo número de nêutrons.

Esses estudantes concluem, corretamente, que as afirmativas verdadeiras são as indicadas por:

a) I, III e V **c)** II e III **e)** II e V
b) I, IV e V **d)** II, III e V

27. (UFSC) Considerando as relações entre os átomos indicadas no esquema,



pode-se afirmar que o(s) número(s)

(01) de massa de Y é 40.
(02) de massa de Z é 20.
(04) de prótons de Y é 22.
(08) de nêutrons de X é 20.
(16) de nêutrons de Z é 20.
(32) de nêutrons de Y é 20.
(64) de prótons de Z é 22.

Responda com a soma dos números dos itens corretos.

28. (IME-RJ) Sejam os elementos $^{150}_{63}A$, B e C, de números atômicos consecutivos e crescentes na ordem dada. Sabendo que A e B são isóbaros e que B e C são isótonos, determine o número de massa do elemento C.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3 Íons

Quando um átomo está **eletricamente neutro**, ele possui prótons e elétrons em igual número.

Em determinadas circunstâncias os átomos podem ganhar ou perder elétrons. Quando isso acontece, sua carga total deixa de ser zero, ou seja, o átomo deixa de ser eletricamente neutro e passa a ser dotado de carga elétrica.

THAÍS FALCÃO/OLHAR IMAGEM

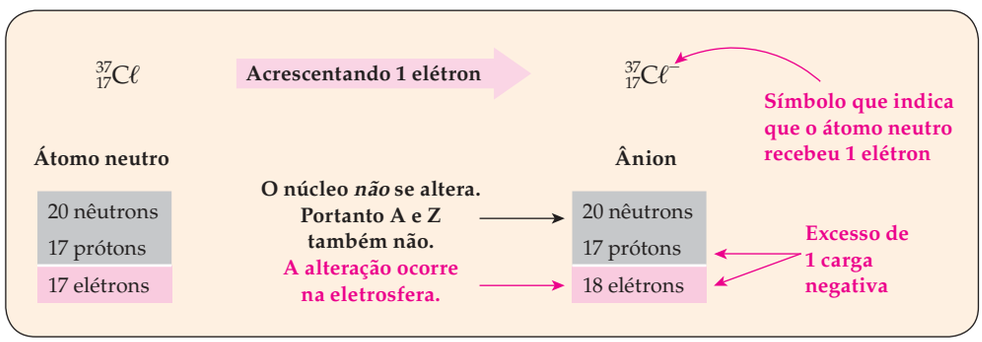
▲ Tijolos são feitos de argila, material que pode conter alguns íons em sua composição, tais como $_{8}O^{2-}$, $_{12}Mg^{2+}$, $_{19}K^{+}$, $_{20}Ca^{2+}$ e $_{13}A\ell^{3+}$. Você consegue determinar quantos prótons e quantos elétrons tem cada um deles?

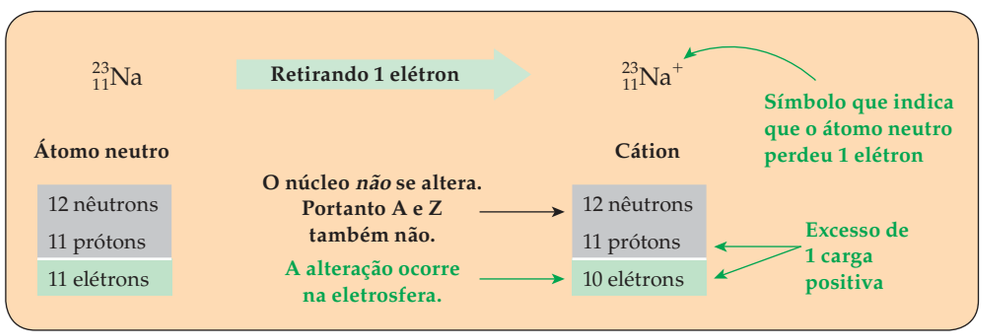
Quando um átomo eletricamente neutro perde ou recebe elétrons, ele se transforma em um **íon**.

Se um átomo eletricamente neutro recebe elétrons, passa a ficar com excesso de cargas negativas, ou seja, transforma-se em um **íon negativo**. Por outro lado, se um átomo eletricamente neutro perde elétrons, transforma-se em um **íon positivo**.

Íon **negativo** é chamado de **ânion**.
Íon **positivo** é chamado de **cátion**.

Para entender melhor, considere os seguintes exemplos:

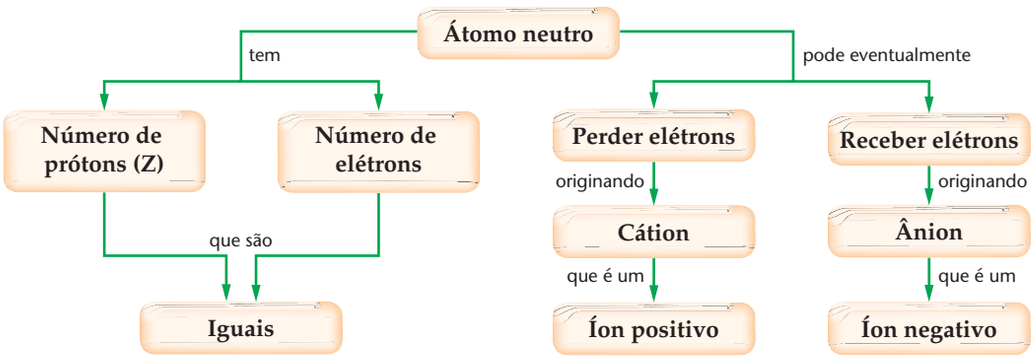




Os **íons monovalentes**, isto é, que possuem apenas uma carga elétrica, são representados colocando-se um sinal de mais (+) ou de menos (−) no canto superior direito do símbolo. O sinal de mais indica um cátion e o de menos, um ânion.

Para representar os íons **bivalentes** ou **divalentes** (2 cargas), **trivalentes** (3 cargas) e **tetravalentes** (4 cargas) deve-se colocar um número que indica a quantidade de cargas antes do sinal de mais ou de menos. Assim temos, por exemplo, Mg^{2+}, S^{2-}, $A\ell^{3+}$, N^{3-} e Pb^{4+}.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



ALGUNS DOS ÍONS EXISTENTES NO ORGANISMO HUMANO

Íon	Função ligada a	Deficiência pode causar	Alimentos ricos nesse íon
Ca^{2+}	coagulação sanguínea, contração e relaxação dos músculos, funções cardíacas	raquitismo, porosidade óssea, má-formação dentária, deficiência na coagulação sanguínea	leite e seus derivados, folhas verdes, grãos, gema de ovo, legumes, castanhas e nozes
Na^{+}	equilíbrio eletrolítico (isto é, dos solutos com carga elétrica) dos líquidos existentes no corpo	problemas ligados ao controle da perda de água (escassez ou excesso de urina)	sal de cozinha, carne, leite, ovos, cenoura, beterraba, espinafre
K^{+}	equilíbrio eletrolítico dos líquidos existentes no corpo, ação de nervos e músculos	problemas ligados ao controle da perda de água, aos batimentos cardíacos irregulares, ao mau funcionamento dos músculos	grãos inteiros, carnes, frutas, vegetais, legumes
Mg^{2+}	funcionamento dos nervos, contração dos músculos	tremores musculares, problemas cardíacos, convulsões, delírios	leite e derivados, farinha, cereais, feijão, castanhas, ervilhas, folhas verdes

Fonte: ENSMINGER, A. H. et al. *The Concise Encyclopedia of Foods & Nutrition*. Boca Raton: CRC Press, 1995. p. 712-715.

MARGIT/SHUTTESTOCK

◀ Uma alimentação adequada fornece, entre outros nutrientes, sais minerais que contêm íons necessários ao funcionamento do organismo.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

29. O íon $_{20}Ca^{2+}$ toma parte na constituição dos ossos humanos. Determine quantos prótons e quantos elétrons ele apresenta.

Resolução

Um átomo neutro de cálcio transforma-se no cátion bivalente Ca^{2+} quando perde 2 elétrons.

$_{20}Ca$ { 20 prótons; 20 elétrons } **Retirando 2 elétrons** $_{20}Ca^{2+}$ { 20 prótons; 18 elétrons }

Portanto, o íon $_{20}Ca^{2+}$ tem 20 prótons e 18 elétrons.

Exercício Resolvido

30. O íon $_{53}I^-$ é importante para o funcionamento normal da glândula tiroide e, por isso, deve estar presente, em quantidade adequada, na dieta humana. Quantos prótons e quantos elétrons há na constituição desse ânion?

Resolução

Um átomo neutro de iodo transforma-se no ânion monovalente I^- quando recebe 1 elétron.

$_{53}I$ { 53 prótons; 53 elétrons } **Acrescendo 1 elétron** $_{53}I^-$ { 53 prótons; 54 elétrons }

Portanto, o íon $_{53}I^-$ tem 53 prótons e 54 elétrons.

Exercício Resolvido

31. (UFSM-RS) Analise a tabela:

Espécie genérica	Número de nêutrons	Número de prótons	Número de elétrons
X	20	17	17
Y	17	17	18
Z	78	79	78
W	18	18	18

Indique a alternativa que apresenta somente espécie(s) neutra(s).

a) apenas X **b)** apenas Y **c)** apenas Z **d)** apenas W **e)** apenas X e W

Resolução

Dentre X, Y, Z e W, **serão eletricamente neutras apenas aquelas espécies cujo número de prótons for igual ao de elétrons**. Consultando a tabela, verificamos que isso só acontece com X e W.

Alternativa **e**.

32. (Unisinos-RS) O cátion Ca^{2+} (Z = 20) é constituído por:

a) 20 prótons e 18 elétrons.
b) 18 prótons e 20 elétrons.
c) 20 prótons e 18 nêutrons.
d) 18 prótons e 20 nêutrons.
e) 20 nêutrons e 20 elétrons.

33. (UFF-RJ-modificado) Considere um átomo cujo número atômico é igual a 19, que forma cátion monovalente ao participar de reações químicas e que apresenta 20 nêutrons. Os números de elétrons, prótons e de massa do cátion são, respectivamente:

a) 18 e, 19 p e 37.
b) 19 e, 19 p e 37.
c) 19 e, 18 p e 39.
d) 19 e, 19 p e 39.
e) 18 e, 19 p e 39.

34. (PUC-MG) Indique a carga de um íon que contém 13 prótons, 10 elétrons e 15 nêutrons.

a) 3+ **b)** 1+ **c)** 1− **d)** 3−

35. (UFSM-RS) A alternativa que reúne apenas espécies isoeletrônicas é:

a) $_7N^{3-}$, $_9F^-$, $_{13}A\ell^{3+}$
b) $_{16}S^0$, $_{17}C\ell^-$, $_{19}K^+$
c) $_{10}Ne^0$, $_{11}Na^0$, $_{12}Mg^0$
d) $_{20}Ca^{2+}$, $_{38}Sr^{2+}$, $_{56}Ba^{2+}$
e) $_{17}C\ell^-$, $_{35}Br^-$, $_{53}I^-$

▲ **Comentário dos autores:**
Espécies químicas **isoeletrônicas** são aquelas que têm o **mesmo número de elétrons**.

36. (FIB-BA) O número atômico do elemento **X** é 45. Os íons X^{-1} e Y^{3+} são isoeletrônicos. Identifique a opção correta para o número atômico de Y:

a) 45 **b)** 46 **c)** 47 **d)** 48 **e)** 49

37. (PUC-RJ) O número atômico do elemento X é 30. Os íons X^{2+} e Y^{3-} são isoeletrônicos.
Escolha a opção correta para o número atômico de Y.

a) 33 **b)** 31 **c)** 3 **d)** 28 **e)** 25

38. (PUC-MG) O íon óxido O^{2-} possui mesmo número de elétrons (isoeletrônicos) que:

a) o íon fluoreto F^-.
b) o átomo de sódio Na.
c) o íon cálcio Ca^{2+}.
d) o íon sulfeto S^{2-}.

Números atômicos:
O = 8; F = 9; Na = 11; Ca = 20; S = 16.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

39. (UFJF-MG) O acelerador de partículas é um sistema utilizado para estudos da estrutura da matéria e física nuclear. Em um experimento realizado no acelerador, foram projetadas partículas que, ao colidirem com uma placa, geraram um tipo de espécie que apresenta 30 prótons, 28 nêutrons e 29 elétrons. Pode-se afirmar que esta espécie é um:

a) cátion monovalente com número de massa igual a 59.

b) ânion bivalente com número de massa igual a 58.

c) ânion monovalente com número de massa igual a 57.

d) cátion monovalente com número de massa igual a 58.

e) cátion monovalente com número de massa igual a 57.

40. (UFMT) Considere as espécies químicas monoatômicas indicadas na tabela abaixo.

Espécie química monoatômica	Prótons	Número de nêutrons	Elétrons
I	12	12	12
II	12	13	10
III	20	20	20
IV	20	21	20
V	17	18	18

Em relação às espécies químicas monoatômicas apresentadas na tabela, pode-se afirmar que

a) V é um cátion.

b) III é um ânion.

c) II é eletricamente neutro.

d) III e IV são de um mesmo elemento químico.

e) I e II não são isótopos.

41. (PUC-RJ) Um íon X^{-1} tem 18 elétrons e 20 nêutrons. Portanto, o elemento X tem:

a) número atômico 17.

b) 18 prótons.

c) 19 elétrons.

d) 19 nêutrons.

e) número de massa 38.

42. (Ufam) O número de elétrons do cátion X^{2+} de um elemento X é igual ao número de elétrons do átomo neutro de um gás nobre. Este átomo de gás nobre apresenta número atômico 10 e número de massa 20. O número atômico do elemento X é:

a) 8 **c)** 12 **e)** 20

b) 10 **d)** 18

43. (UFRJ) O átomo ^{85}A tem 45 nêutrons e é isótopo de B que tem 42 nêutrons. B é isóbaro de C, cujo cátion divalente tem 36 elétrons.
Determine:

a) o número atômico de A;

b) o número de massa de B;

c) o número de prótons de C;

d) o número de nêutrons dos isótonos de C.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Informe-se sobre a Química

O que é nanotecnologia?

"Há mais de 2.500 anos, alguns filósofos gregos se perguntavam se a imensa variedade do mundo que nos cerca não podia ser reduzida a componentes mais simples. A própria palavra átomo vem daquele tempo e significa 'indivisível'. A última fração da matéria, segundo esses filósofos o 'tijolo' fundamental de tudo o que existe, não poderia mais ser dividida em outras partes mais simples. Podemos fazer uma comparação elementar, apenas para fins didáticos. Em uma padaria, você encontra uma grande variedade de pães, bolos, biscoitos, tortas, todos produzidos a partir de um pequeno número de ingredientes: farinha, fermento, manteiga, óleo, açúcar, chocolate etc. Muitas vezes, os ingredientes de pães diferentes são os mesmos, apenas mudam suas quantidades relativas e a forma de preparação. Da mesma maneira, quando olhamos o mundo à nossa volta, vemos uma variedade incrível de seres vivos e objetos inanimados, de um grão de areia à galáxia, de um vírus a uma baleia. Quantos tipos de 'ingredientes' diferentes são necessários para produzir esse mundo? [...]

Os átomos são formados por um núcleo positivo, onde reside praticamente toda sua massa, e por elétrons, negativos, que circulam em torno do núcleo. Sabemos, também, que ocorrem naturalmente no universo apenas noventa e dois tipos de átomos diferentes. Esses tipos podem ser classificados pelo número de prótons [...] contidos em seus núcleos. Sabemos ainda que esses átomos podem não ser o fim da história, pois pode haver no universo partículas ou alguma forma de energia ainda não descobertas — ou pode ser que nossas teorias sobre o universo precisem algum dia ser revisadas, se esses novos 'ingredientes' não forem encontrados. Tudo isto é parte do mundo fascinante da pesquisa científica — cada pergunta respondida leva a novas perguntas. Em Ciência, as respostas raramente são definitivas, mas as perguntas perduram. [...]

O problema é que átomos são muito pequenos, medem menos de um centésimo de bilionésimo de metro, e obedecem a leis físicas bastante diferentes daquelas com as quais estamos acostumados no nosso mundo familiar. O seu tamanho é tal que não podem ser vistos diretamente. Instrumentos especiais tiveram de ser desenvolvidos antes que fosse possível 'ver' um átomo. Um dos mais práticos desses instrumentos, o microscópio de tunelamento, somente foi inventado na década de 1980. Seus inventores [...] ganharam o prêmio Nobel por seus trabalhos. O funcionamento desse microscópio depende das leis da mecânica quântica, que governam o comportamento dos átomos e moléculas. Portanto, a existência de átomos e as leis da natureza no mundo atômico tiveram de ser pacientemente descobertas a partir de experimentos especialmente concebidos. Esse processo levou décadas e envolveu grandes cientistas.

Instrumentos como o microscópio de tunelamento e outros estendem nossa 'visão' até tamanhos na faixa de bilionésimo de metro. Um bilionésimo de metro chama-se 'nanômetro', da mesma forma que um milésimo de metro chama-se 'milímetro'. 'Nano' é um prefixo que vem do grego antigo (ainda os gregos!) e significa 'anão'. [...]

Ainda antes dos cientistas desenvolverem instrumentos para ver e manipular átomos individuais, alguns pioneiros mais ousados se colocavam a pergunta: o que aconteceria se pudéssemos construir novos materiais, átomo a átomo, manipulando diretamente os tijolos básicos da matéria? Um desses pioneiros foi um dos maiores físicos do século XX: Richard Feynman. [...]

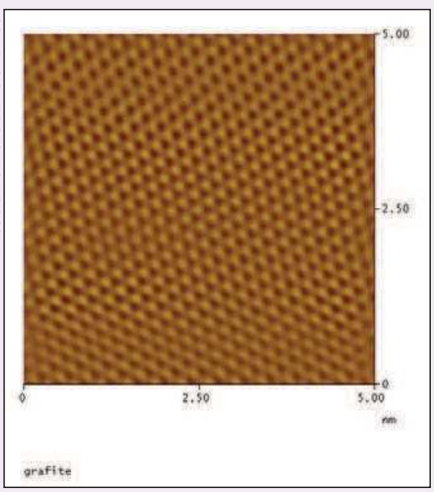
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

A ideia de Feynman é que não precisamos aceitar os materiais com que a natureza nos provê como os únicos possíveis no universo. Da mesma maneira que a humanidade aprendeu a manipular o barro para dele fazer tijolos e com esses construir casas, seria possível, segundo ele, manipular diretamente os átomos e, a partir deles, construir novos materiais que não ocorrem naturalmente. [...] Hoje, qualquer toca-disco de CDs é uma prova da verdade do que Feynman dizia. Os materiais empregados na construção dos *lasers* desses toca-discos não ocorrem naturalmente, mas são fabricados pelo homem, camada atômica sobre camada atômica.

O objetivo da nanotecnologia, seguindo a proposta de Feynman, é o de criar novos materiais e desenvolver novos produtos e processos baseados na crescente capacidade da tecnologia moderna de ver e manipular átomos e moléculas. [...]

Nanotecnologia não é uma tecnologia específica, mas todo um conjunto de técnicas, baseadas na Física, na Química, na Biologia, na Ciência e Engenharia de Materiais, e na Computação, que visam estender a capacidade humana de manipular a matéria até os limites do átomo. As aplicações possíveis incluem: aumentar espetacularmente a capacidade de armazenamento e processamento de dados dos computadores; criar novos mecanismos para entrega de medicamentos, mais seguros e menos prejudiciais ao paciente dos que os disponíveis hoje; criar materiais mais leves e mais resistentes do que metais e plásticos, para prédios, automóveis, aviões; e muito mais inovações em desenvolvimento ou que ainda não foram sequer imaginadas. Economia de energia, proteção ao meio ambiente, menor uso de matérias-primas escassas são possibilidades muito concretas de desenvolvimento em nanotecnologia que estão ocorrendo hoje e podem ser antevistos.

IMAGEM OBTIDA NO LABORATÓRIO DE FILMES FINOS DO INSTITUTO DE FÍSICA DA USP



◀ Imagem de uma amostra de grafite (escala: 5 nm × 5 nm) obtida em um microscópio de tunelamento (STM).

PROFESSOR HENRIQUE TOMA

▶ Microscópio de tunelamento (STM) instalado no Instituto de Química da Universidade de São Paulo.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

No Brasil, a nanotecnologia ainda está começando. Mas já há resultados importantes. Por exemplo, um grupo de pesquisadores da Embrapa, liderados pelo Dr. L. H. Mattoso, desenvolveu uma 'língua eletrônica', um dispositivo que combina sensores químicos de espessura nanométrica, com um sofisticado programa de computador para detectar sabores. A língua eletrônica da Embrapa, que ganhou prêmios e está patenteada, é mais sensível do que a própria língua humana. [...]

Aplicações [...] na Química e na Petroquímica, em entrega de medicamentos, em sensores, em materiais magnéticos, em computação quântica, são alguns exemplos da nanotecnologia sendo desenvolvida no Brasil. O que precisamos agora é aprender a transformar todo esse conhecimento em riquezas para o país."

Fonte: SILVA, C. G. *Com Ciência*. n. 37, novembro, 2002. Disponível em: <http://www.comciencia.br/reportagens/nanotecnologia/nano10.htm>. Acesso em: 9 fev. 2010.

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

1. O texto cita que ocorrem naturalmente no universo apenas noventa e dois tipos de átomos diferentes. Esses tipos podem ser classificados pelo número de prótons contidos em seus núcleos.
Baseado no texto e no que você aprendeu ao estudar este capítulo, discuta e justifique para seus colegas se é correta ou falsa a afirmação a seguir: A classificação a que o texto se refere é de que os noventa e dois tipos de átomos diferentes citados são isótopos entre si, pois ocorrem naturalmente na natureza e essa é a principal característica dos isótopos.

2. Reescreva o trecho do texto em que o autor aponta o caráter mutável da Ciência. Você concorda com essa afirmação? Explique.

3. Escreva no seu caderno os valores numéricos correspondentes a:

a) Um centésimo de metro.

b) Um milésimo de metro.

c) Um bilionésimo de metro.

d) Um centésimo de bilionésimo de metro.

4. Além das citadas no texto, existem outras aplicações para a nanotecnologia. Pesquise algumas aplicações e, trabalhando em grupo, faça uma pequena apresentação para seus colegas de sala.

5. Faça uma pesquisa sobre o trabalho desenvolvido por pesquisadores da Universidade Federal do Rio Grande do Sul (UFRGS): Guterres, Sílvia Stanisçuaski; Alves, Marta Palma; Pohlmann, Adriana Raffin sobre nanopartículas poliméricas, nanoesferas e nanocápsulas para aplicações cutâneas.
Discuta com seus colegas de classe sobre os benefícios dessa pesquisa na área médica.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

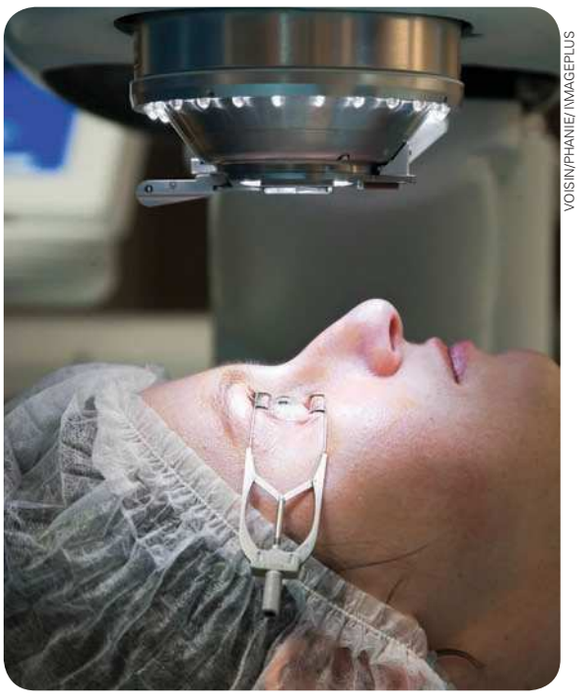
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 6

Noção mais detalhada da estrutura atômica

A produção da luz *laser* pode ser compreendida com o **modelo atômico de Bohr**. Esse tipo de luz é empregado em leitores de CD, DVD e códigos de barra. Também tem aplicações na Medicina (por exemplo, em certas cirurgias do olho, como na foto ao lado), na Engenharia e na pesquisa científica.

PAUL EEKHOFF/MASTERFILE/OTHER IMAGES



VOISIN/PHANIE/IMAGEPLUS

• ATENÇÃO

Uma fonte de luz *laser* **não** deve ser apontada diretamente para os olhos porque pode causar danos irreparáveis à retina. Os procedimentos oftalmológicos usando *laser* são realizados com equipamento adequado, operado por médico treinado.

WILLIAM WHITEHURST/CORBIS/LATINSTOCK

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Espectros atômicos*
- ✔ *Modelo atômico de Bohr*
- ✔ *Aplicações do modelo de Bohr na explicação do teste da chama, da cor dos fogos de artifício e do funcionamento de luminosos baseados no tubo de raios catódicos*
- ✔ *Modelo de subníveis de energia*
- ✔ *Distribuição eletrônica nos subníveis*
- ✔ *Distribuição eletrônica nas camadas*

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- modelo atômico de Bohr
- transição eletrônica
- mercúrio
- bioluminescência
- luz *laser*

STEVE PERCIVAL/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

O modelo atômico de Rutherford, estudado no capítulo anterior, explica o resultado da experiência sobre dispersão de partículas alfa. Há, no entanto, evidências experimentais que esse modelo não explica. Um exemplo são os espectros atômicos, resultado experimental em que átomos de certo elemento, submetidos a determinadas condições, emitem luminosidade de apenas determinadas cores, características do elemento.

Até 1913, nenhum modelo atômico explicava adequadamente os espectros atômicos. Nesse ano, o dinamarquês Niels Bohr propôs um novo modelo atômico que se baseava em algumas suposições aceitas, por ele, como verdadeiras. A partir dessas suposições, que ficaram conhecidas como postulados de Bohr, o cientista pôde explicar qualitativamente os espectros atômicos e deduzir matematicamente os valores exatos da frequência (uma das características da luz) das cores presentes no espectro atômico do elemento hidrogênio.

O **modelo atômico de Bohr** e sua aplicação qualitativa na explicação de certos fenômenos são um dos temas deste capítulo.

Esse modelo atômico, no entanto, apresenta limitações. Entre elas, está o fato de que não permite deduzir a frequência exata das luzes presentes nos espectros de átomos com dois ou mais elétrons. Também não oferece qualquer explicação satisfatória para a chamada estrutura fina dos espectros atômicos (comentaremos o que é isso neste capítulo).

Lembre-se de que o modo de trabalho da Ciência é dinâmico e, sempre que um modelo não é satisfatório, é aprimorado ou substituído por outro mais adequado.

A partir do modelo de Bohr, o trabalho de vários cientistas no ramo científico que ficou conhecido como Mecânica Quântica propiciou avanços na área dos modelos atômicos. Apresentaremos, também neste capítulo, noções do **modelo atômico de subníveis**, que surgiu do trabalho de cientistas na área da Mecânica Quântica.

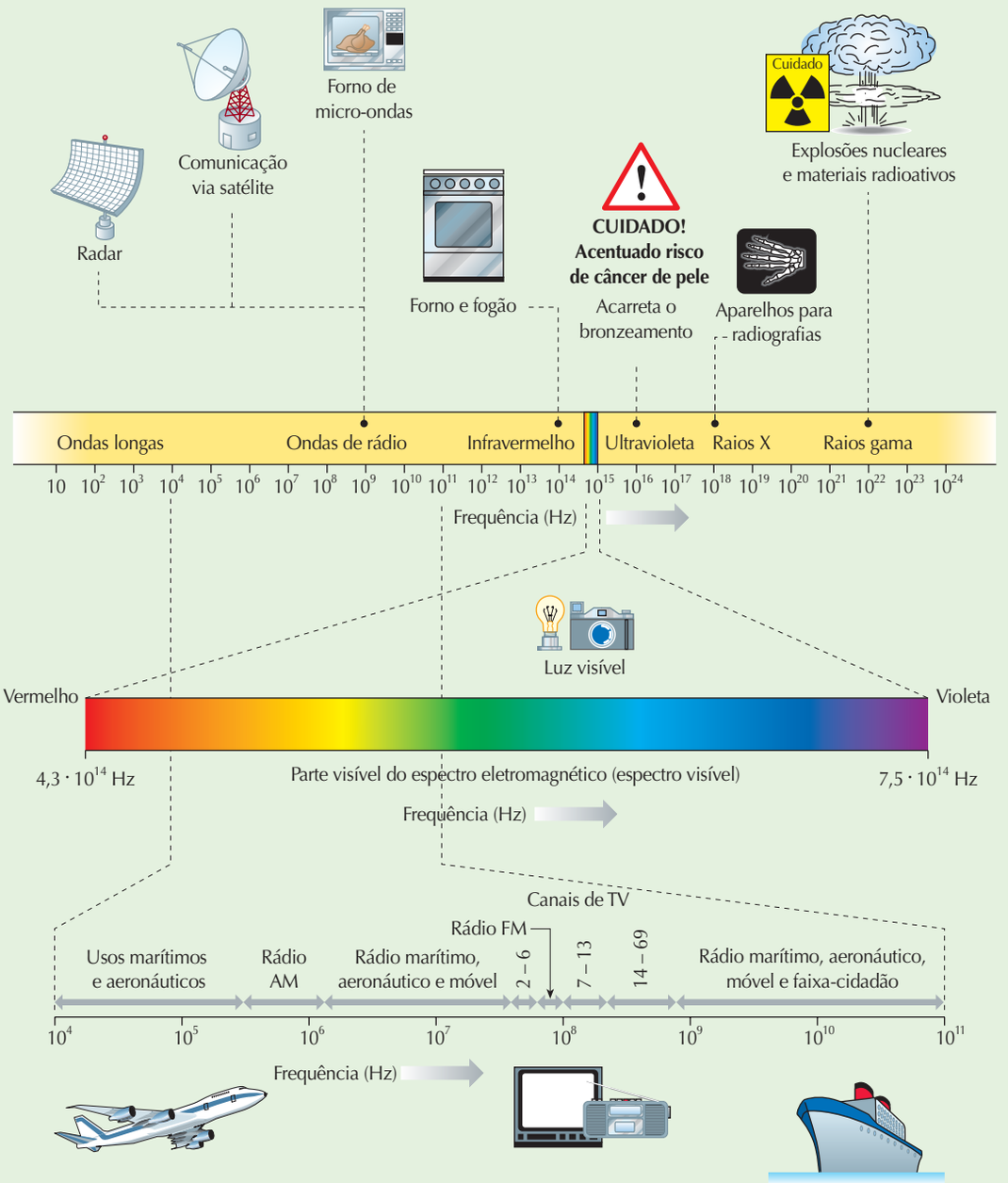
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1 Espectros atômicos

O ESPECTRO ELETROMAGNÉTICO

As **ondas eletromagnéticas** são aquelas que não necessitam de um meio material para se propagar. Podem propagar-se no vácuo. Exemplos de ondas eletromagnéticas são a luz, as ondas de rádio e de TV, as micro-ondas, os raios X, gama, infravermelhos e ultravioleta. Todas as ondas eletromagnéticas possuem a mesma velocidade de propagação no vácuo: $3{,}0 \times 10^8$ m/s. No ar, essa velocidade é praticamente a mesma.

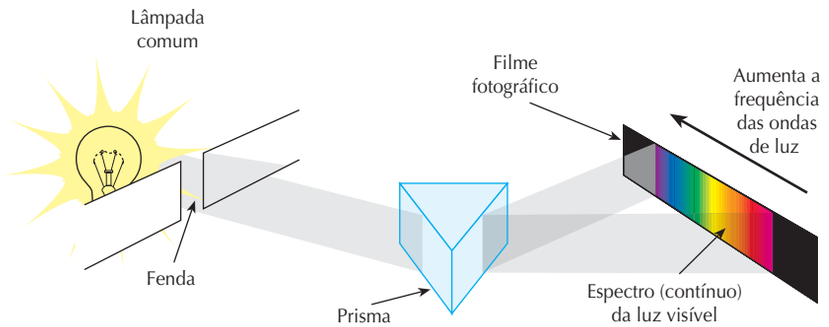
A seguir é apresentado um esquema do espectro eletromagnético, mostrando os diferentes nomes dados às ondas eletromagnéticas de acordo com a frequência (expressa em hertz, Hz, número de oscilações por segundo da onda). Para compreender o esquema, lembre-se de que 10^4 significa 10.000, 10^6 significa 1.000.000, e assim por diante.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

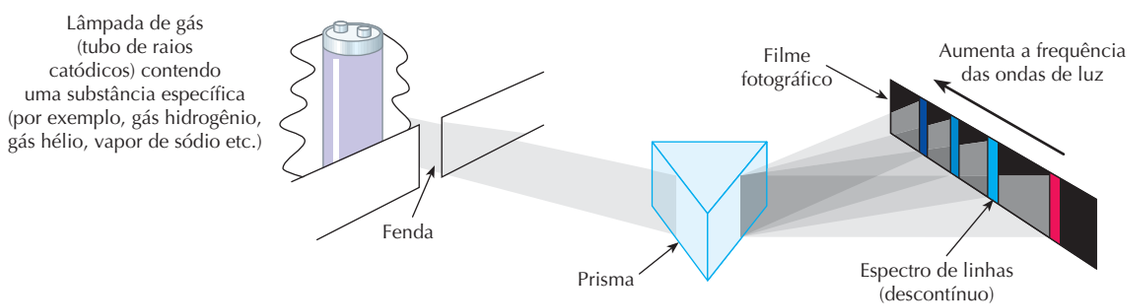
Se fizermos a luz de uma lâmpada comum (de filamento incandescente) passar através de um prisma, ela será decomposta em várias cores, que são popularmente conhecidas como arco-íris. Cientificamente, o que se obtém é chamado de **espectro da luz visível**.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Esquema fora de proporção, em cores fantasiosas.)

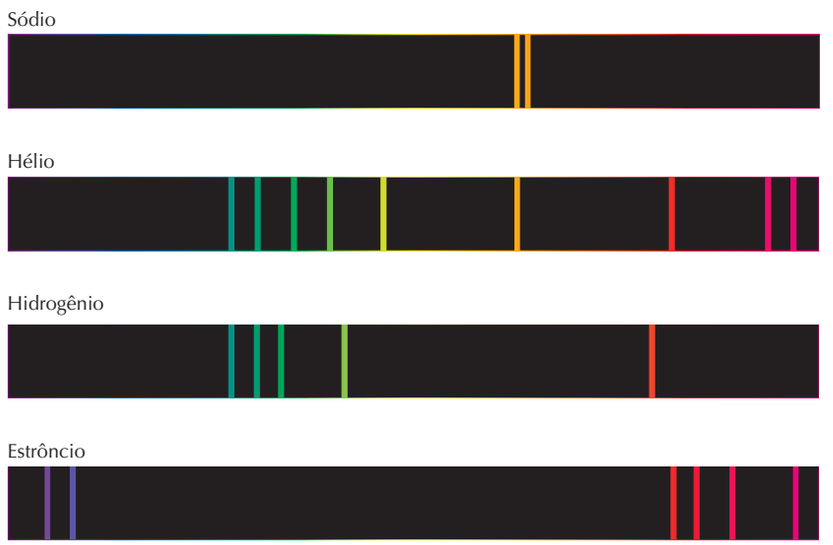
Contudo, se repetirmos essa experiência utilizando a luz proveniente de uma lâmpada de gás (tubo de raios catódicos), não obteremos o espectro completo. Apenas algumas linhas estarão presentes, correspondendo somente a algumas frequências das ondas de luz visível. Essas linhas formam o **espectro de linhas** ou **espectro atômico**.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Esquema fora de proporção, em cores fantasiosas.)

Alguns exemplos de espectros atômicos aparecem na figura a seguir.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

▲ Representação esquemática de espectros atômicos (ou espectros de linhas) obtidos com alguns elementos.

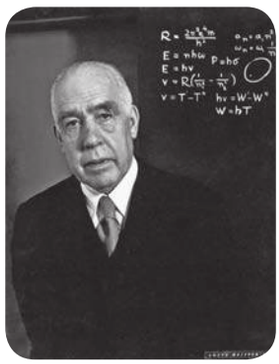
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2 Modelo atômico de Bohr

O modelo de Rutherford, proposto em 1911, apesar de esclarecer satisfatoriamente os resultados da experiência sobre a dispersão de partículas alfa, possuía algumas deficiências, como, por exemplo, não explicar os espectros atômicos. Em 1913, Niels Bohr propôs um outro modelo, mais completo, que era suficiente para explicar o espectro de linhas.

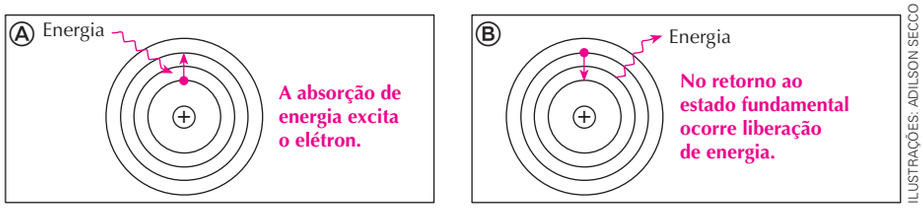
Em seu modelo, Bohr incluiu uma série de **postulados** (postulado é uma afirmação aceita como verdadeira, sem demonstração):

- Os elétrons, nos átomos, movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares, chamadas de **camadas** ou **níveis**. (A camada, ou nível, mais próxima do núcleo é designada pela letra **K**, a segunda pela letra **L**, a terceira pela letra **M**, e assim sucessivamente.)
- Cada um desses níveis tem um valor determinado de energia.
- Não é permitido a um elétron permanecer entre dois desses níveis.
- Um elétron pode passar de um nível para outro de maior energia, desde que **absorva energia** externa (ultravioleta, luz visível etc.). Quando isso acontece, dizemos que o elétron foi excitado e que ocorreu uma **transição eletrônica** (veja a ilustração esquemática Ⓐ).
- O retorno do elétron ao nível inicial é acompanhado pela **liberação de energia** na forma de ondas eletromagnéticas (veja a ilustração Ⓑ), por exemplo, como luz visível ou ultravioleta.



THE BRIDGEMAN ART LIBRARY/KEYSTONE

▲ O dinamarquês Niels Bohr (1885-1962), Prêmio Nobel em 1922.

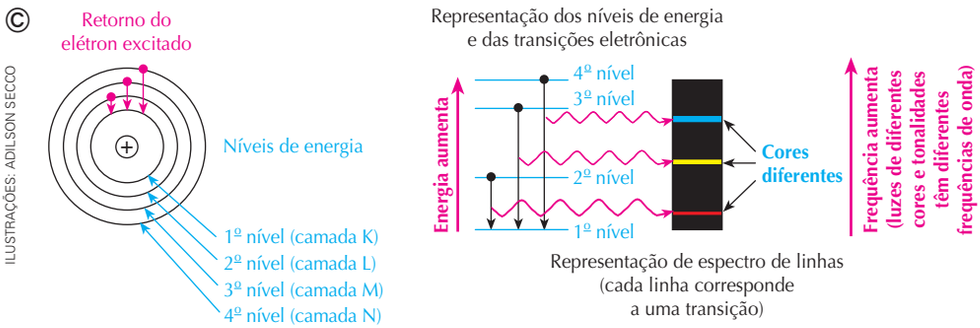


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

A situação em que os elétrons de um átomo estão com a menor energia possível é chamada **estado fundamental** desse átomo.

Uma novidade relevante da teoria de Bohr está na afirmação de a energia dos elétrons ser **quantizada**, isto é, ter apenas **alguns determinados valores**.

Utilizando o **modelo de Bohr** podem-se explicar os espectros atômicos. Primeiramente os elétrons são excitados na lâmpada de gás e, em seguida, ao retornarem aos níveis de menor energia, liberam energia na forma de luz. Como a cor da luz emitida depende da diferença de energia entre os níveis envolvidos na transição (veja a ilustração Ⓒ) e como essa diferença varia de elemento para elemento, a luz apresentará cor característica para cada elemento químico. O modelo atômico de Rutherford, modificado por Bohr, é também conhecido como **modelo de Rutherford-Bohr**.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3 Algumas aplicações do modelo de Bohr

3.1 Interpretação da cor no teste da chama

Considere o seguinte **relato** de experiência: na ponta de um fio de platina coloca-se uma pequena amostra de cloreto de sódio (NaCℓ) e leva-se à chama de um bico de Bunsen, segurando-o com uma pinça de madeira ou fixado a um bastão de vidro para não queimar os dedos.

A observação macroscópica que se faz é que a chama, inicialmente azul bem clara, quase transparente, adquire uma intensa coloração laranja. Repetindo-se esse procedimento, porém utilizando brometo de sódio (NaBr) ou iodeto de sódio (NaI), também se observa que a chama adquire coloração laranja. Como o fio de platina levado à chama sem a presença do sal não produz coloração na chama, isso parece indicar que o sódio deve ser o responsável pela coloração. De fato, ao repetir esse procedimento com compostos de alguns outros elementos metálicos, percebe-se que cada um deles produz uma cor característica ao ser submetido à chama (veja a tabela 1).

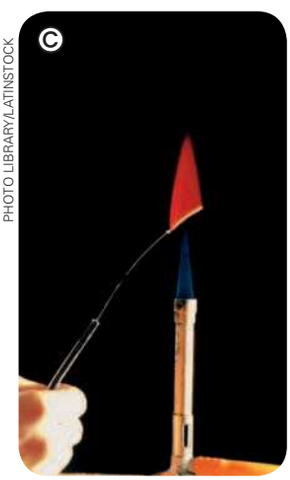
O procedimento que descrevemos é conhecido como **teste da chama**. Ele teve importância histórica como um dos testes empregados na detecção de certos elementos em amostras de minerais. Segundo o modelo de Bohr, quando átomos são submetidos a uma chama, o calor excita os elétrons, isto é, faz com que passem para níveis de maior energia. Ao voltarem aos níveis iniciais, liberam energia na forma de luz, cuja cor é característica dos átomos de cada elemento.

TABELA 1 **Cores emitidas pelos átomos de alguns elementos no teste da chama**

Elemento	Cor
Sódio	Laranja
Potássio	Violeta
Cálcio	Vermelho-tijolo
Estrôncio	Vermelho-carmim
Bário	Verde
Cobre	Azul-esverdeada
Césio	Azul-clara

▲ Teste da chama com sódio, ...

▲ ... potássio, ...



▲ ... estrôncio e ...

▲ ... bário.

3.2 Fogos de artifício

Quando os fabricantes desejam produzir fogos de artifício coloridos, eles misturam à pólvora compostos de certos elementos químicos apropriados.

A cor que um elemento dá aos fogos de artifício é a mesma que ele possui no teste da chama. No momento em que a pólvora explode, a energia excita os elétrons desses átomos. Quando retornam aos níveis de menor energia, liberam luz colorida: exatamente a cor que vemos no teste da chama.

• ATENÇÃO

Nunca caia na tentação de manipular fogos de artifício.

Acidentes sérios, com queimaduras e mesmo morte, atestam o risco que é manuseá-los.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3.3 Luminosos e lâmpadas

Os luminosos de neônio e as lâmpadas de vapor de sódio ou mercúrio são dispositivos baseados no tubo de raios catódicos. Neles, há uma substância no estado gasoso (gás neônio, vapor de sódio e vapor de mercúrio, respectivamente), cujos elétrons são excitados por ação da corrente elétrica. Quando esses elétrons retornam a níveis de menor energia, há a emissão de luz.

LESTER LEFKOWITZ/CORBIS/LATINSTOCK

▲ A cor dos fogos de artifício pode ser explicada utilizando o modelo atômico de Bohr.

MAURÍCIO SIMONETTI/PULSAR IMAGENS

▲ Nas lâmpadas de vapor de sódio, como as que aparecem nesses postes, a luz emitida é laranja: a mesma cor do sódio no teste da chama. Viaduto do Chá, SP, 2006.

RUDY SULGAN/CORBIS/LATINSTOCK

▲ Luminoso de neônio do Teatro Apollo, Nova York, EUA.

FLUORESCÊNCIA E FOSFORESCÊNCIA

Alguns materiais, quando absorvem radiação ultravioleta ou outras formas de radiação, emitem de volta luz visível.

Esse fenômeno é chamado genericamente de **luminescência**. Quando a emissão ocorre imediatamente após a incidência da radiação ultravioleta, o fenômeno é chamado de **fluorescência**; se, por outro lado, a emissão demorar alguns segundos ou até mesmo algumas horas, chamamos de **fosforescência**. Os interruptores de luz e os ponteiros de relógio que brilham no escuro baseiam-se no princípio da fosforescência.

KLAUS GULDBRANDSEN/SPL/LATINSTOCK

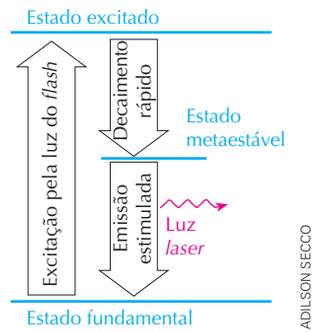
Os ponteiros de relógio feitos de material fosforescente ▶ são visíveis no escuro graças ao retorno gradual dos elétrons excitados no período em que o dispositivo esteve iluminado.

3.4 Luz *laser*

A palavra ***laser*** vem do inglês *light amplification by stimulated emission of radiation*, que significa "amplificação da luz por emissão estimulada de radiação". O mais simples, e mais antigo, dos aparelhos desse tipo é o *laser* de rubi.

O rubi é um sólido de fórmula $A\ell_2O_3$ contendo pequenas quantidades de íons Cr^{3+}, responsáveis por sua cor vermelha característica. No *laser* de rubi, elétrons dos íons Cr^{3+} são excitados através de uma lâmpada tipo *flash*. Na volta, esses elétrons ficam presos num nível energético intermediário (chamado de *estado metaestável*) no qual podem permanecer alguns segundos.

Por meio de um artifício, esses elétrons são forçados a retornar simultaneamente para o estado fundamental, num processo denominado **emissão estimulada de radiação**. Com isso, obtém-se um feixe de luz de alta intensidade e de frequência bem definida, chamado de luz ***laser***.

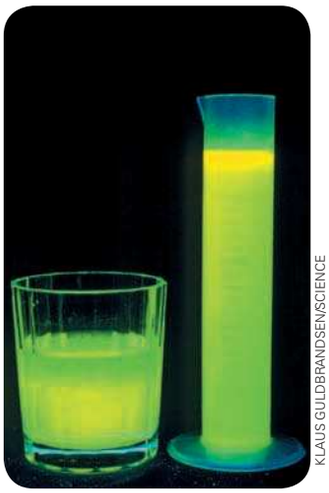


ADILSON SECCO

▲ Esquema que mostra o processo de emissão de luz em um *laser*.

3.5 Bioluminescência: a luz dos vaga-lumes

Alguns seres vivos possuem um interessante mecanismo em seus organismos: reações químicas utilizam a energia (proveniente dos alimentos) para excitar elétrons de alguns átomos. Quando os elétrons voltam ao estado fundamental, há emissão de luz. Esse fenômeno é chamado de **bioluminescência**. O caso mais conhecido de bioluminescência é o dos vaga-lumes (ou pirilampos).



KLAUS GULDBRANDSEN/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

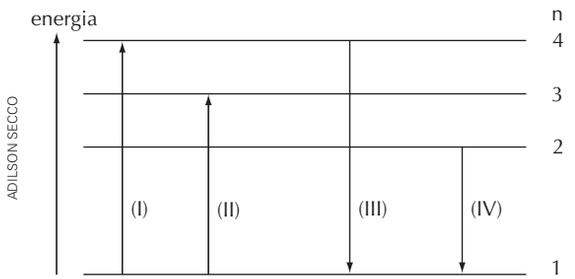
Os químicos já conseguiram reproduzir em laboratório as reações de bioluminescência, como, por exemplo, aquelas responsáveis pela luz emitida pelos vaga-lumes. ▶

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. (UFRN) Considere o seguinte diagrama de níveis de energia para o átomo de hidrogênio:



ADILSON SECCO

As transições em que ocorre **apenas** absorção de energia são:

a) I, II, III e IV.
b) III e IV.
c) I e II.
d) I e III.

2. (PUC-MG-modificado) Considere os nomes dos cientistas (coluna da esquerda) e os modelos atômicos (coluna da direita).

1. Dalton — A. Descoberta do núcleo e seu tamanho relativo.
2. Rutherford — B. Átomos esféricos, maciços, indivisíveis.
3. Niels Bohr — C. Modelo semelhante a um "pudim de passas" com cargas positivas e negativas em igual número.
4. J. J. Thomson — D. Os elétrons giram em torno do núcleo em determinadas órbitas.

Qual das sequências faz a associação CORRETA?

a) 1A, 2B, 4C, 3D.
b) 1A, 4B, 3C, 2D.
c) 2A, 1B, 4C, 3D.
d) 3A, 4B, 2C, 1D.
e) 4A, 1B, 2C, 3D.

3. (UFPB) Os fogos de artifício coloridos são fabricados adicionando-se à pólvora elementos químicos metálicos como o sódio (cor amarela), estrôncio (vermelho-escuro), potássio (violeta) etc. Quando a pólvora queima, elétrons dos metais presentes sofrem excitação eletrônica e, posteriormente, liberação de energia sob a forma de luz, cuja cor é característica de cada metal.

O fenômeno descrito:

a) é característico dos elementos dos grupos 6A e 7A da Tabela Periódica.
b) ocorre independentemente da quantidade de energia fornecida.
c) está em concordância com a transição eletrônica, conforme o modelo de Bohr.
d) mostra que a transição de elétrons de um nível mais interno para um mais externo é um processo que envolve emissão de energia.
e) mostra que um elétron excitado volta ao seu estado fundamental, desde que absorva energia.

4. (UFPI) Luz fornecida por uma lâmpada de vapor de sódio utilizada em iluminação pública é resultado de:

a) transição de elétrons de um dado nível de energia para um outro de maior energia.
b) remoção de elétrons de um átomo para formar cátions.
c) transição de elétrons de um nível de energia mais alto para um mais baixo.
d) adição de elétrons a átomos para formação de ânions.
e) combinação de átomos para formar moléculas.

5. (UFRGS-RS) Uma moda atual entre as crianças é colecionar figurinhas que brilham no escuro. Essas figuras apresentam em sua constituição a substância sulfeto de zinco. O fenômeno ocorre porque alguns elétrons que compõem os átomos dessa substância absorvem energia luminosa e saltam para níveis de energia mais externos. No escuro, esses elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberando energia luminosa e fazendo a figurinha brilhar. Essa característica pode ser explicada considerando o modelo atômico proposto por:

a) Dalton.
b) Thomson.
c) Lavoisier.
d) Rutherford.
e) Bohr.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

6. (UGF-RJ) O físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962) enunciou, em 1913, um modelo atômico que relacionou a quantidade de energia dos elétrons com sua localização na eletrosfera.
Em relação à energia associada às transições eletrônicas, um elétron, ao absorver energia, pode sofrer a seguinte transição:
a) da órbita *N* para a órbita *M*.
b) da órbita *P* para a órbita *O*.
c) da órbita *L* para a órbita *K*.
d) da órbita *O* para a órbita *P*.
e) da órbita *M* para a órbita *L*.

7. (UFV-MG) O sal de cozinha ($NaC\ell$) emite luz de coloração amarela quando colocado numa chama. Baseando-se na teoria atômica, é correto afirmar que:
a) os elétrons do cátion Na^+, ao receberem energia da chama, saltam de uma camada mais externa para uma mais interna, emitindo luz amarela.
b) a luz amarela emitida nada tem a ver com o sal de cozinha, pois ele não é amarelo.
c) a emissão da luz amarela se deve a átomos de oxigênio.
d) os elétrons do cátion Na^+, ao receberem energia da chama, saltam de uma camada mais interna para uma mais externa e, ao perderem a energia ganha, emitem-na sob a forma de luz amarela.
e) qualquer outro sal também produziria a mesma coloração.

8. (UFMG) O teste de chama é uma técnica utilizada para a identificação de certos átomos ou íons presentes em substâncias.
Nesse teste, um fio metálico é impregnado com a substância a ser analisada e, em seguida, é colocado numa chama pouco luminosa, que pode assumir a cor característica de algum elemento presente nessa substância.
Este quadro indica os resultados de testes de chama, realizados num laboratório, com quatro substâncias:

Substância	Cor da chama
$HC\ell$	Não se observa cor
$CaC\ell_2$	Vermelho-tijolo (ou alaranjado)
$SrC\ell_2$	Vermelho
$BaC\ell_2$	Verde-amarelado

1. **INDIQUE**, em cada caso, o elemento responsável pela cor observada.
2. Utilizando um modelo atômico em que os elétrons estão em níveis quantizados de energia, **EXPLIQUE** como um átomo emite luz no teste de chama.
(Deixe claro, em sua resposta, o motivo pelo qual átomos de elementos diferentes emitem luz de cor diferente.)

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4 Modelo de subníveis de energia

4.1 Subníveis de energia

Uma vez que, nas décadas de 1920 e 1930, a análise de espectros se mostrava uma das melhores maneiras de investigar a eletrosfera, muitos cientistas centraram seus esforços nesse campo. Com a construção de aparelhos mais avançados para obter os espectros, foi possível perceber que eles apresentam uma **estrutura fina**, ou seja, algumas das linhas são compostas por duas ou mais linhas muito próximas.

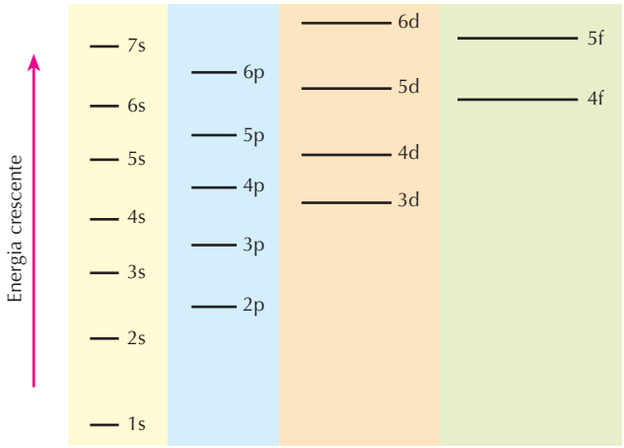
ADILSON SECCO

▲ Estrutura fina de um espectro atômico. (Esquema fora de proporção, em cores fantasiosas.)

A estrutura fina dos espectros foi explicada quando os cientistas propuseram que os níveis de energia são formados por subdivisões, chamadas de **subníveis**. Estes são designados pelas letras minúsculas **s**, **p**, **d**, **f**, **g**, **h** etc.

A **camada K** é formada pelo **subnível s**. A **camada L** é formada pelos **subníveis s** e **p**. A **camada M** é formada pelos **subníveis s**, **p** e **d**. A **camada N** é formada pelos **subníveis s**, **p**, **d** e **f**. E assim por diante...

Cada subnível comporta um certo número máximo de elétrons, conforme mostrado pela tabela 2. Ordenando (com base em evidências experimentais) os subníveis em ordem crescente de energia, os cientistas chegaram ao seguinte esquema:



◀ A simbologia **1s** indica subnível s do primeiro nível, **2s** indica subnível s do segundo nível, **2p** indica subnível p do segundo nível, e assim por diante.

TABELA 2 **Número máximo de elétrons acomodados pelos subníveis s, p, d, f**

Subnível	Número máximo de elétrons
s	2
p	6
d	10
f	14

Como pode ser visto no esquema anterior, o subnível 4s, apesar de pertencer à quarta camada, apresenta energia inferior à do subnível 3d, que pertence à terceira camada. Algumas outras situações de inversão desse tipo ocorrem entre os vários subníveis (por exemplo, o subnível 5s tem energia inferior ao 4d e ao 4f; o subnível 6s tem energia inferior ao 4f e ao 5d).

4.2 Distribuição eletrônica em átomos neutros

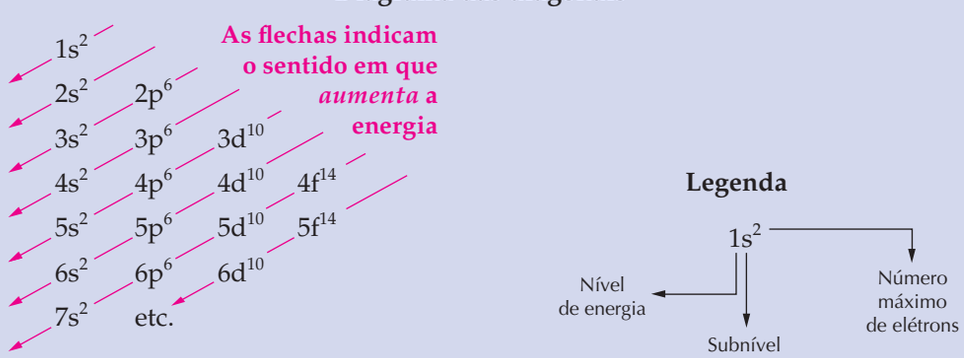
Os elétrons tendem a distribuir-se nos subníveis de menor energia. A situação na qual os elétrons de um átomo se encontram nos subníveis de menor energia é chamada de **estado fundamental**.

Considere, por exemplo, o átomo eletricamente neutro de hidrogênio $_1H$, que possui 1 elétron. Este permanece no subnível 1s, que, entre todos, possui menor energia. Dizemos que a **distribuição eletrônica** do $_1H$ **nos subníveis** é $1s^1$. A distribuição eletrônica nos subníveis também é conhecida como **configuração eletrônica**.

No caso do $_2He$, a distribuição é $1s^2$, ou seja, os seus 2 elétrons ocupam o subnível de menor energia, 1s. O lítio $_3Li$ apresenta distribuição $1s^2\ 2s^1$. Note que o terceiro elétron não é comportado pelo subnível 1s, que comporta no máximo 2 elétrons. Ele é forçado a ocupar o subnível 2s, que, depois do subnível 1s, é o que apresenta menor energia.

Para facilitar, foi elaborado o diagrama abaixo — vamos aqui denominá-lo **diagrama das diagonais** (alguns autores o denominam *diagrama de Pauling*) —, no qual as diagonais mostram a ordem em que se dá o preenchimento dos subníveis (para a maioria dos átomos dos elementos). Ele nos ajuda a realizar a distribuição eletrônica, o que é feito seguindo as diagonais. Observe, na tabela 3, a configuração eletrônica de alguns átomos neutros.

Diagrama das diagonais



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Além de auxiliar na distribuição eletrônica nos subníveis, o diagrama das diagonais possibilita a elaboração da **distribuição eletrônica nos níveis** ou **camadas**. Veja os exemplos:

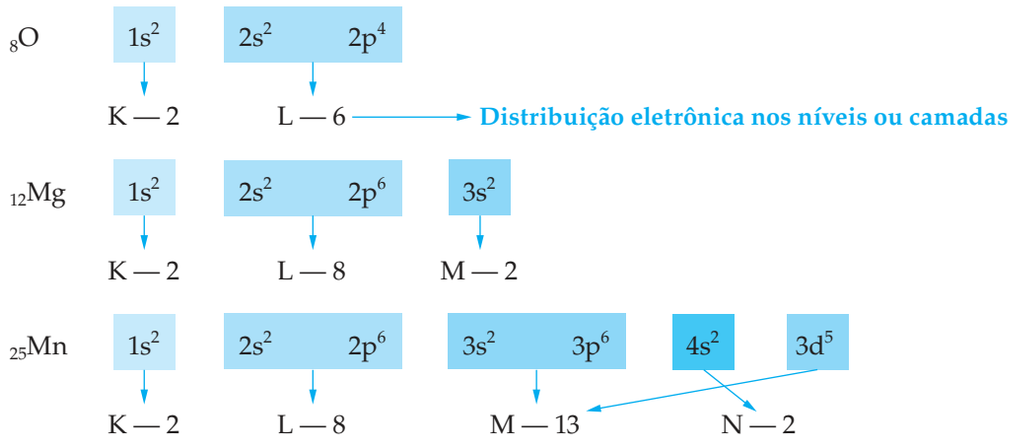


TABELA 3 **Configuração eletrônica para os átomos (eletricamente neutros) dos primeiros 20 elementos da tabela periódica**

Átomo	Configuração eletrônica		
$_1$H	$1s^1$		
$_2$He	$1s^2$		
$_3$Li	$1s^2\ 2s^1$	ou	[He] $2s^1$
$_4$Be	$1s^2\ 2s^2$		[He] $2s^2$
$_5$B	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$		[He] $2s^2\ 2p^1$
$_6$C	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$		[He] $2s^2\ 2p^2$
$_7$N	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$		[He] $2s^2\ 2p^3$
$_8$O	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$		[He] $2s^2\ 2p^4$
$_9$F	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$		[He] $2s^2\ 2p^5$
$_{10}$Ne	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$		[He] $2s^2\ 2p^6$
$_{11}$Na	[Ne] $3s^1$		
$_{12}$Mg	[Ne] $3s^2$		
$_{13}$Aℓ	[Ne] $3s^2\ 3p^1$		
$_{14}$Si	[Ne] $3s^2\ 3p^2$		
$_{15}$P	[Ne] $3s^2\ 3p^3$		
$_{16}$S	[Ne] $3s^2\ 3p^4$		
$_{17}$Cℓ	[Ne] $3s^2\ 3p^5$		
$_{18}$Ar	[Ne] $3s^2\ 3p^6$		
$_{19}$K	[Ar] $4s^1$		
$_{20}$Ca	[Ar] $4s^2$		
e assim por diante			

O símbolo [He] indica a configuração eletrônica de um átomo de hélio: $1s^2$. Assim, ao escrever que a configuração de um átomo de $_3$Li é [He] $2s^1$, estamos querendo dizer que se trata de $1s^2\ 2s^1$. Costuma-se chamar o símbolo [He] de **cerne de átomo de hélio**.

O símbolo [Ne] indica **cerne de átomo de neônio**, ou seja, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

O símbolo [Ar] indica **cerne de átomo de argônio**, ou seja, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

9. A representação $3p^2$ deve ser interpretada da seguinte maneira:
a) O nível "p" do terceiro subnível apresenta 2 elétrons.
b) O segundo nível do subnível "p" apresenta 3 elétrons.
c) O subnível "p" do segundo nível apresenta 3 elétrons.
d) O terceiro subnível do segundo nível apresenta "p" elétrons.
e) O subnível "p" do terceiro nível apresenta 2 elétrons.

10. (Unitins-TO) Coloque em ordem crescente de energia os subníveis eletrônicos:

4d 4f 5p 6s

a) $4d < 5p < 6s < 4f$
b) $4d < 4f < 5p < 6s$
c) $4f < 4d < 5p < 6s$
d) $5p < 6s < 4f < 4d$
e) $6s < 5p < 4d < 4f$

11. Escreva a distribuição eletrônica **nos subníveis** de energia para os seguintes átomos:
a) $_{4}Be$ **b)** $_{7}N$ **c)** $_{10}Ne$ **d)** $_{13}A\ell$ **e)** $_{20}Ca$ **f)** $_{28}Ni$ **g)** $_{35}Br$ **h)** $_{37}Rb$ **i)** $_{55}Cs$

12. (PUC-Campinas-SP) Vanádio (Z = 23), elemento de transição, constitui componente importante do aço para produzir um tipo de liga que melhora consideravelmente a tenacidade, a resistência mecânica e a corrosão do ferro. Quantos elétrons há no subnível 3d da configuração eletrônica do vanádio?
a) 1 **b)** 2 **c)** 3 **d)** 4 **e)** 5

13. (Unirio-RJ) Considerando que o número atômico do titânio é 22, sua configuração eletrônica será:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

14. (Vunesp) Para o elemento de número atômico 28, a configuração eletrônica é:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^2\ 4s^2\ 4p^6$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^9$

15. (UEL-PR) Um átomo neutro de certo elemento, no estado fundamental, tem eletrosfera constituída por 11 elétrons distribuídos, na ordem crescente de energia de dentro para fora, na configuração 2, 2, 6, 1. Satisfazem essa configuração átomos de:
a) neônio (Z = 10).
b) flúor (Z = 9).
c) cloro (Z = 17).
d) sódio (Z = 11).
e) magnésio (Z = 12).

16. Escreva a distribuição eletrônica **em camadas** (níveis de energia) para os seguintes átomos:
a) $_{4}Be$ **b)** $_{7}N$ **c)** $_{10}Ne$ **d)** $_{13}A\ell$ **e)** $_{20}Ca$ **f)** $_{28}Ni$ **g)** $_{35}Br$ **h)** $_{37}Rb$ **i)** $_{55}Cs$

17. (Cesgranrio-RJ) A distribuição eletrônica correta do átomo $^{56}_{26}Fe$, em camadas, é:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2$
c) K = 2 L = 8 M = 16
d) K = 2 L = 8 M = 14 N = 2
e) K = 2 L = 8 M = 18 N = 18 O = 8 P = 2

18. (UFPA) O elemento cujo átomo tem o maior número de elétrons em sua camada mais externa é aquele cujo número atômico é:
a) 2 **b)** 4 **c)** 7 **d)** 11 **e)** 12

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

Exercício Resolvido

19. A última camada de um átomo possui a configuração eletrônica $3s^2\ 3p^4$. Qual o número atômico desse elemento?

Resolução

Utilizando o diagrama das diagonais, fazemos a distribuição até $3s^2\ 3p^4$:
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4 \Rightarrow$ total de 16 elétrons
Como, num átomo neutro, o número de elétrons é igual ao número de prótons, então: Z = 16.

Exercício Resolvido

20. (UFMG) Na crosta terrestre, o segundo elemento mais abundante, em massa, tem, no estado fundamental, a seguinte configuração eletrônica:
nível 1: completo; nível 2: completo; nível 3: 4 elétrons
A alternativa que indica corretamente esse elemento é:
a) Alumínio (Z = 13).
b) Ferro (Z = 26).
c) Nitrogênio (Z = 7).
d) Oxigênio (Z = 8).
e) Silício (Z = 14).

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Resolução

De acordo com a descrição feita, temos:

K – 2 L – 8 M – 4

Isso conduz ao número atômico 14, elemento químico silício.

Alternativa **e**.

21. (Unifor-CE) Na configuração eletrônica de um elemento químico há dois elétrons no subnível 3d. O número atômico desse elemento é:

a) 18 **b)** 20 **c)** 21 **d)** 22 **e)** 40

22. (Ueba) Um átomo X é isóbaro de $^{29}_{13}Y$ e possui 14 nêutrons. O número de elétrons, no último nível, que o átomo X possui é:

a) 7 **b)** 13 **c)** 6 **d)** 5 **e)** 4

23. (Uerj) Uma manifestação comum nas torcidas de futebol é a queima de fogos de artifício coloridos, de acordo com as cores dos times. Fogos com a cor vermelha, por exemplo, contêm um elemento que possui, como mais energético, um subnível **s** totalmente preenchido.

Assim, a torcida do América, para saudar o seu time com um vermelho brilhante, deverá usar fogos contendo o elemento cujo símbolo é:

a) Cd (Z = 48). **c)** K (Z = 19).

b) Co (Z = 27). **d)** Sr (Z = 38).

24. (Ufal) Dentre os seguintes elementos, qual apresenta 16 elétrons no terceiro nível energético? (Dados: números atômicos S = 16, Ni = 28, Zn = 30, Br = 35, Zr = 40.)

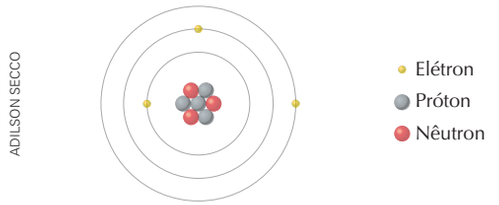
a) S **c)** Zn **e)** Zr

b) Ni **d)** Br

25. (Vunesp) Um átomo tem número de massa 31 e 16 nêutrons. Qual é o número de elétrons no seu nível mais externo?

a) 2 **b)** 4 **c)** 5 **d)** 3 **e)** 8

26. (Uerj) A figura abaixo foi proposta por um ilustrador para representar um átomo de lítio $^{7}_{3}Li$ no estado fundamental, segundo o modelo de Rutherford-Bohr.



Constatamos que a figura está **incorreta** em relação ao número de:

a) nêutrons no núcleo.

b) partículas no núcleo.

c) elétrons por camada.

d) partículas na eletrosfera.

27. (UFPI) De acordo com o "princípio de Aufbau" para a distribuição eletrônica em átomos multieletrônicos, diz-se que um átomo encontra-se no seu estado fundamental quando seus elétrons se localizam nos estados de menor energia. Dentre as opções abaixo, aquela coincidente com a de um átomo no seu estado fundamental é:

a) $1s^2\ 2s^1\ 2p^4$

b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^2\ 3d^{10}$

c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1\ 3p^5\ 4s^2$

d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$

e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^8\ 4p^2$

4.3 Distribuição eletrônica em íons

Como vimos na página 89, os íons diferem dos respectivos átomos neutros apenas no número de elétrons. Assim, para fazer a distribuição eletrônica de íons, devemos inicialmente fazer a distribuição eletrônica como se fosse um átomo neutro. Em seguida, retiramos elétrons se for um cátion ou acrescentamos se for um ânion.

Ao acrescentar ou retirar elétrons de um átomo para elaborar a configuração eletrônica de um íon, devemos realizar essa operação com a **camada de valência**, que é a camada mais afastada do núcleo.

$_{11}Na$ — $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \boxed{3s^1}$ — **Retirando 1 elétron** → $_{11}Na^+$ — $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \boxed{\ }$

Retira-se o elétron da camada de valência

$_{17}C\ell$ — $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \boxed{3s^2\ 3p^5}$ — **Acrescentando 1 elétron** → $_{17}C\ell^-$ — $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \boxed{3s^2\ 3p^6}$

Acrescenta-se o elétron na camada de valência

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

28. Escreva a configuração eletrônica do cátion bivalente obtido a partir do $_{26}Fe$.

Resolução

Inicialmente, devemos distribuir 26 elétrons de acordo com o diagrama das diagonais. A seguir, retiramos 2 elétrons da camada de valência (mais externa).

Camada de valência

$_{26}Fe \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \underbrace{4s^2}\ 3d^6$

Retirando 2 elétrons

$_{26}Fe^{2+} \quad \boxed{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6}$

Exercício Resolvido

29. Escreva a distribuição eletrônica em camadas para $_{15}P^{3-}$.

Resolução

$_{15}P \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

Acrescentando 3 elétrons

$_{15}P^{3-} \quad \underbrace{1s^2}\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}\ \underbrace{3s^2\ 3p^6}$

$\boxed{K-2 \quad L-8 \quad M-8}$

30. (UNI-BH-MG) Sabendo-se que o magnésio (Mg) tem número atômico 12, a estrutura eletrônica do cátion Mg^{2+}, no estado fundamental, é representada por:

a) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1, 3p^1$
b) $1s^2, 2s^2, 2p^6$
c) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^2$
d) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
e) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$

31. (Unifor-CE) O íon Rb^+ tem configuração eletrônica idêntica à do átomo (Dados: números atômicos K = 19, Rb = 37, Br = 35, Sr = 38, Kr = 36, Xe = 54.):

a) Sr **b)** Xe **c)** K **d)** Kr **e)** Br

32. (Unirio-RJ) O átomo de magnésio tem número atômico 12 e número de massa 24. Escolha a alternativa correta relativa ao Mg que perdeu 2 elétrons.

a) Tem 12 elétrons.
b) Tem 10 nêutrons.
c) Tem 10 prótons.
d) Tem configuração eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
e) Tem configuração idêntica à do Na (Z = 11) que perdeu 1 elétron.

33. (Fuvest-SP) A seguir, são mostradas quatro configurações eletrônicas.

I. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
II. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
III. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
IV. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Qual das configurações corresponde:

a) a cada um dos átomos $C\ell$, Mg, Ne?
b) a cada um dos íons $C\ell^-$, K^+, $A\ell^{3+}$?

(Números atômicos: $C\ell$ = 17; K = 19; $A\ell$ = 13; Ne = 10; Mg = 12.)

34. (PUC-RJ) As respectivas distribuições eletrônicas do último nível das espécies químicas K, K^+, K^{2+} só podem ser:
(O potássio tem Z = 19.)

a) $4s^0$ — $4s^1$ — $4s^2$
b) $4s^1$ — $3s^2\ 3p^6$ — $3s^2\ 3p^5$
c) $4s^1$ — $4s^2$ — $4s^2\ 4p^1$
d) $4s^2$ — $4s^1$ — $4s^2\ 4p^6$
e) $4s^1$ — $4s^2$ — $4s^3$

35. (Ufes) A configuração eletrônica do átomo de ferro em ordem crescente de energia é $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$. Na formação do íon Fe^{2+}, o átomo neutro perde 2 elétrons. A configuração eletrônica do íon formado é:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1 3d^6$
e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^5$

36. (Estácio-RJ) O cátion trivalente do cobalto (Z = 27) apresenta, nos níveis, a seguinte distribuição eletrônica:

a) 2, 8, 15, 2
b) 2, 8, 8, 8, 1
c) 2, 8, 12, 2
d) 2, 8, 17
e) 2, 8, 14

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

37. (UFRRJ) Íons são estruturas eletricamente carregadas, podendo ser positivas, quando perdem elétrons, e negativas, quando ganham. Considerando um certo íon de carga +2, cujo número de prótons é a metade do seu número de massa, que é 40, podemos afirmar que a distribuição eletrônica para esse íon será:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4\ 4s^2$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4\ 4s^2\ 3d^2$

38. (Udesc) Represente, utilizando-se do símbolo do gás nobre do período anterior, a distribuição eletrônica, em níveis e subníveis energéticos, no estado fundamental, das espécies:

a) $_{32}Ge$
b) $_{25}Mn^{3+}$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

39. (Uece) A platina, Pt, descoberta em 1735, é bastante útil em alguns casos, como na odontologia, em restauração de coroas; em medicina, em tratamento de tumores, na ourivesaria, na montagem de joias. Em solução pode atingir o estado de oxidação +4, tornando-se Pt^{4+}. A alternativa que mostra os subníveis corretos da espécie Pt^{4+}, no estado fundamental, é:
(A platina tem Z = 78.)

a) $4f^{14}\ 5d^{6}$
b) $6s^{2}\ 4f^{14}\ 5d^{4}$
c) $4f^{12}\ 5d^{8}$
d) $4f^{13}\ 5d^{7}$

40. (Cefet-PR) A soma do número de elétrons do subnível mais energético das espécies químicas N^{3-}, O^{2-} e $A\ell^{3+}$ é igual a:
(Dados: $^{14}_{7}N$; $^{16}_{8}O$; $^{27}_{13}A\ell$.)

a) 18
b) 8
c) 14
d) 24
e) 20

41. (UFPB) Um átomo *X*, de número de massa igual a 63 e número de nêutrons igual a 36, é isótono de um átomo *Y*, de número de massa 64, e isóbaro de um átomo *Z*, que possui 34 nêutrons. Em relação a esses átomos, é correto afirmar que as configurações de X^{+2}, Y^{+2} e Z^{+2} são, respectivamente:

a) [Ar] $4s^{1}\ 3d^{8}$; [Ar] $4s^{2}\ 3d^{5}$ e [Ar] $4s^{2}\ 3d^{6}$
b) [Ar] $4s^{2}\ 3d^{5}$; [Ar] $4s^{2}\ 3d^{6}$ e [Ar] $4s^{2}\ 3d^{7}$
c) [Ar] $3d^{5}\ 4s^{2}$; [Ar] $3d^{6}\ 4s^{2}$ e [Ar] $3d^{9}\ 4s^{0}$
d) [Ar] $3d^{7}$; [Ar] $3d^{8}$ e [Ar] $3d^{9}$
e) [Ar] $4s^{2}\ 3d^{5}$; [Ar] $4s^{2}\ 3d^{6}$ e [Ar] $4s^{1}\ 3d^{8}$

Informe-se sobre a Química

Proteína fluorescente revolucionou Biologia

"A descoberta e o desenvolvimento de proteínas fluorescentes coloridas que revolucionaram a Biologia renderam o Nobel de Química deste ano [2008] a [...] Osamu Shimomura, Martin Chalfie e Roger Tsien [...].

◀ Da esquerda para a direita: Osamu Shimomura, Martin Chalfie e Roger Tsien, em 2008, ano em que os três ganharam o Prêmio Nobel de Química.

As proteínas fluorescentes são hoje uma das mais importantes ferramentas para estudos em vários campos da Biologia. Por brilharem sob a luz ultravioleta, elas permitem visualizar processos que antes não podiam ser enxergados pelos cientistas, como o desenvolvimento de células nervosas, o alastramento de tumores, a progressão do mal de Alzheimer no cérebro ou o crescimento de bactérias patogênicas.

Hoje essas proteínas são usadas para a manipulação genética de organismos vivos usados em pesquisas – de bactérias e protozoários a vermes e até mamíferos como camundongos. Seu uso transcendeu, inclusive, a esfera da ciência – o leitor talvez se lembre do coelho que brilha no escuro produzido pelo artista plástico brasileiro Eduardo Kac.

'A possibilidade de clonar uma proteína [junto] com proteínas fluorescentes revolucionou a forma de estudar a expressão de genes', avalia a bióloga Andréa Macedo, pesquisadora da Universidade Federal de Minas Gerais (UFMG), cujo grupo de pesquisa tem trabalhado com essas proteínas (ver 'Parasitas fluorescentes'). 'Antes disso, tínhamos dificuldade para monitorar a expressão desses genes [a síntese de proteínas a partir do código genético]. Hoje é muito fácil: basta olhar ao microscópio, ou nem isso, no caso de animais maiores'.

A pesquisa médica está entre as áreas beneficiadas por esse desenvolvimento. 'Muitas doenças são causadas pela falta ou pelo aumento da expressão de certos genes', lembra Macedo. 'Ao estudá-los com proteínas fluorescentes, fica possível entender quando, onde e como está ocorrendo sua expressão.'

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Água-viva pioneira

A primeira proteína fluorescente conhecida foi descoberta em 1962 por Osamu Shimomura, um dos laureados deste ano. Ele isolou a chamada GFP – sigla em inglês para proteína fluorescente verde – estudando a água-viva *Aequorea victoria*, que tem um órgão bioluminescente capaz de emitir um brilho verde quando o animal é agitado. Já nos anos 1970, ele conseguiu desvendar o mecanismo bioquímico que conferia essa propriedade à proteína.

Outro dos premiados deste ano, Martin Chalfie, começou a trabalhar com a GFP no final dos anos 1980. Ao tomar conhecimento da existência dessa proteína, ele intuiu que ela poderia ser um interessante marcador para visualizar processos biológicos em organismos vivos. [...]

Para levar sua ideia a cabo, Chalfie identificou, com a ajuda de outros pesquisadores, a localização do gene responsável pela síntese da GFP no genoma da *Aequorea victoria*. O passo seguinte foi cloná-lo na bactéria *Escherichia coli*, que passou a produzir o gene e a brilhar no escuro quando iluminada por luz ultravioleta. [...]

FRANS LANTING/CORBIS/LATINSTOCK

▲ A proteína fluorescente verde (GFP) foi identificada pela primeira vez na água-viva *Aequorea victoria* (diâmetro aproximado de 10 cm), em 1962.

Já a contribuição do terceiro laureado, Roger Tsien, foi ampliar o espectro cromático das proteínas fluorescentes. Ao trocar alguns aminoácidos na sequência da proteína GFP, ele conseguiu obter proteínas fluorescentes capazes de absorver e emitir luz em várias partes do espectro – ou seja, capazes de assumir diferentes cores.

A vantagem de se usar proteínas marcadas com cores diferentes é que, com isso, tornou-se possível visualizar as interações entre elas no organismo. [...]

Parasitas fluorescentes

[...] As proteínas fluorescentes são hoje usadas por milhares de pesquisadores do mundo inteiro, inclusive no Brasil, para entender os diversos processos biológicos. Um exemplo recente é o uso dessas proteínas para entender a infecção pelo parasita *Trypanosoma cruzi* durante a doença de Chagas.

O trabalho foi conduzido pela bióloga Simone Pires, integrante do grupo de Andréa Macedo na UFMG [...]. A equipe obteve tripanossomos geneticamente modificados para expressar as proteínas fluorescentes verde e vermelha.

'A ideia era acompanhar visualmente quais tecidos eram infectados pelo parasita', explica Macedo. 'Há poucos parasitas no organismo durante a fase crônica da doença, e é difícil encontrá-lo. Com o uso das proteínas fluorescentes foi mais fácil visualizá-lo'. O trabalho ajudou a elucidar vários aspectos da infecção pelo parasita, como os mecanismos de invasão celular ou a troca genética entre diferentes tripanossomos."

Fonte: ESTEVES, B. *Ciência Hoje On-line*. Setembro, 2009. Disponível em: <http://cienciahoje.uol.com.br>. Acesso em: 10 fev. 2010.

Você entendeu a leitura?

Responda em seu caderno

1. Pesquise o que são proteínas.
2. O texto mostra uma forte influência da Química sobre a Biologia. Pesquise outro caso em que a Química influenciou o avanço de outra disciplina.
3. Pesquise sobre o "coelho que brilha no escuro" de Eduardo Kac. Escreva um artigo sobre o trabalho desse artista.
4. Explique como as proteínas fluorescentes ajudaram no trabalho da pesquisadora Simone Pires.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

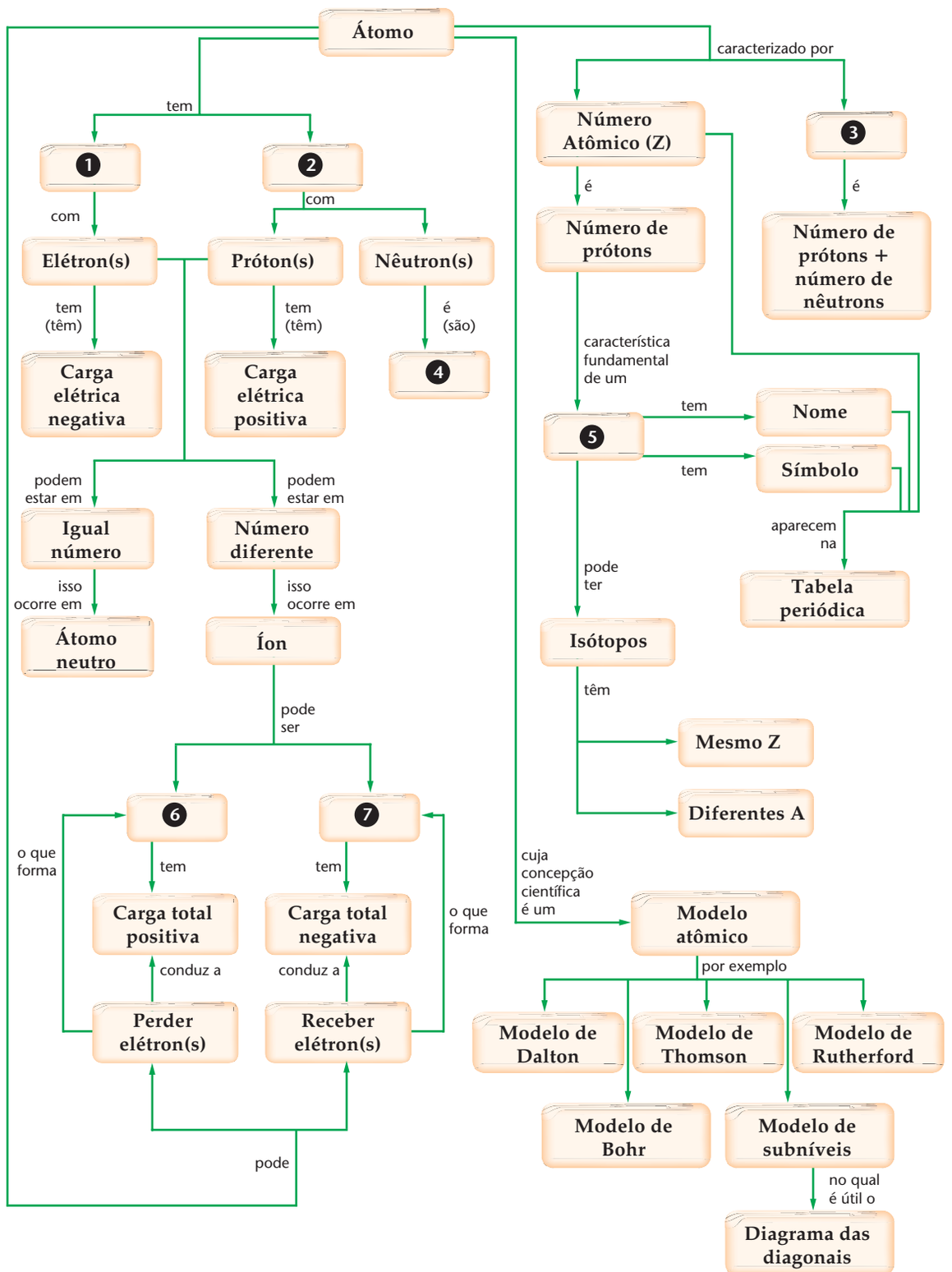
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – ESTRUTURA ATÔMICA

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 7

A tabela periódica dos elementos

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Estrutura da tabela periódica atual*
- ✔ *Importância dos elementos no cotidiano*
- ✔ *Distribuição eletrônica e tabela periódica*
- ✔ *Principais propriedades periódicas*
- ✔ *Breve histórico de como se chegou à tabela periódica*

▼ Em uma biblioteca, os livros estão organizados nas estantes de acordo com um critério lógico. (Na foto, biblioteca em Estocolmo, Suécia, 2001.) De maneira análoga, os trabalhos de alguns cientistas conduziram a um modo lógico de organizar os elementos químicos, que se baseia em suas características. Trata-se da tabela periódica dos elementos.

ALAMY/F1 ONLINE/OTHER IMAGES

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- grupos ou famílias
- períodos
- elementos de transição
- metais e não metais
- elementos químicos
- elementos representativos

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Aℓ	Si	P	S	Cℓ	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tℓ	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn						

*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

ADILSON SECCO

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Por volta de 1800, os cientistas conheciam cerca de trinta elementos químicos. Com o tempo, novos elementos foram sendo descobertos. Na metade do século XIX esse número já havia duplicado. Hoje são mais de cem elementos conhecidos.

Os cientistas do século XIX rapidamente perceberam como os elementos químicos apresentam propriedades muito variadas. Um dos grandes desafios dos cientistas daquela época foi explorar a grande diversidade de características dos elementos químicos e tentar enxergar certa ordem nela.

Embora vários cientistas tenham contribuído para atingir esse objetivo, grande mérito é normalmente creditado ao russo Dmitri Mendeleev, que elaborou uma maneira de organizar os elementos químicos de acordo com suas propriedades e que é usada ainda hoje. Mais do que isso, o método de classificação de Mendeleev permitiu a ele fazer previsões surpreendentes. Ele chegou a antever a existência de elementos químicos que ainda não tinham sido descobertos e a prever algumas das propriedades desses elementos e de compostos que eles formariam. Mendeleev teve uma vida suficientemente longa para ver muitas de suas previsões confirmadas pelo trabalho de outros cientistas.

Credita-se a Mendeleev o mérito de ter elaborado a ideia que conduziu à **tabela periódica dos elementos**, um dos instrumentos de consulta mais utilizados pelos químicos e pelos estudantes de Química em todo o mundo.

Este capítulo apresenta a tabela periódica, relaciona sua estrutura com o modelo atômico de subníveis e explica algumas **propriedades periódicas dos elementos**.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1 Estrutura da tabela periódica

1.1 Períodos

Na página seguinte, aparece a **tabela periódica** em uso atualmente.

As figuras Ⓐ e Ⓑ, abaixo, ajudam a entender o arranjo dos elementos na tabela periódica atual. Os elementos são dispostos, um em cada quadradinho, em **ordem crescente de número atômico** a partir do hidrogênio (Z = 1). Esse arranjo aparece na figura Ⓐ.

Nesse arranjo, chamado de **forma longa da tabela periódica**, os elementos aparecem em sete linhas (sequências horizontais). Cada uma é denominada **período**. A tabela periódica atual apresenta, portanto, sete períodos.

Como essa representação é um pouco comprida, é mais comum representar os elementos com números atômicos de 57 a 71, chamados **lantanídios**, e os de 89 a 103, chamados **actinídios**, à parte dos demais, abaixo da tabela. Esse novo arranjo, que aparece na figura Ⓑ (e também na página seguinte), é a **forma curta da tabela periódica**. Mesmo representados à parte, os lantanídios pertencem ao sexto período e os actinídios, ao sétimo.

Ⓐ

1																	2
3	4											5	6	7	8	9	10
11	12											13	14	15	16	17	18
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112						

Ⓑ

1																	2
3	4											5	6	7	8	9	10
11	12											13	14	15	16	17	18
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
55	56	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
87	88	104	105	106	107	108	109	110	111	112							
		57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	
		89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

1.2 Famílias ou grupos

Na forma curta da tabela periódica há dezoito colunas, sequências verticais de elementos. Cada uma delas é um **grupo**, ou uma **família**, de elementos.

> Por determinação da União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) os grupos são numerados atualmente de 1 a 18, mas ainda é bastante comum a utilização de uma representação com letras e números (1A, 2A etc.), também mostrada na página seguinte.

> A disposição dos elementos na tabela periódica é tal que **elementos com propriedades semelhantes** ficam num **mesmo grupo**.

Alguns dos grupos, por sua importância para a Química, recebem nomes especiais:

- O grupo 1, ou 1A, é o grupo dos **metais alcalinos***.
- O grupo 2, ou 2A, é o grupo dos **metais alcalino-terrosos****.
- O grupo 16, ou 6A, é o grupo dos **calcogênios**.
- O grupo 17, ou 7A, é o grupo dos **halogênios**.
- O grupo 18, ou 0 (zero), é o grupo dos **gases nobres**.

* Como será comentado mais à frente, o hidrogênio não é considerado metal. Assim, apesar de estar no grupo 1, **o hidrogênio não é um metal alcalino**.

** Alguns autores não consideram berílio e magnésio como metais alcalino-terrosos. Há, também, autores que preferem grafar o nome desse grupo como **alcalinos terrosos**.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ADILSON SECCO

Tabela periódica dos elementos (IUPAC)

1 ← Numeração dos grupos de acordo com a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC)

1A ← Numeração antiga dos grupos, NÃO recomendada pela IUPAC, porém ainda usada por alguns autores

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 0
1 hidrogênio **H** 1,0																	2 hélio **He** 4,0
3 lítio **Li** 6,9	4 berílio **Be** 9,0											5 boro **B** 10,8	6 carbono **C** 12,0	7 nitrogênio **N** 14,0	8 oxigênio **O** 16,0	9 flúor **F** 19,0	10 neônio **Ne** 20,2
11 sódio **Na** 23,0	12 magnésio **Mg** 24,3											13 alumínio **Aℓ** 27,0	14 silício **Si** 28,1	15 fósforo **P** 31,0	16 enxofre **S** 32,1	17 cloro **Cℓ** 35,5	18 argônio **Ar** 39,9
19 potássio **K** 39,1	20 cálcio **Ca** 40,1	21 escândio **Sc** 45,0	22 titânio **Ti** 47,9	23 vanádio **V** 50,9	24 crômio **Cr** 52,0	25 manganês **Mn** 54,9	26 ferro **Fe** 55,8	27 cobalto **Co** 58,9	28 níquel **Ni** 58,7	29 cobre **Cu** 63,5	30 zinco **Zn** 65,4	31 gálio **Ga** 69,7	32 germânio **Ge** 72,6	33 arsênio **As** 74,9	34 selênio **Se** 79,0	35 bromo **Br** 79,9	36 criptônio **Kr** 83,8
37 rubídio **Rb** 85,5	38 estrôncio **Sr** 87,6	39 ítrio **Y** 88,9	40 zircônio **Zr** 91,2	41 nióbio **Nb** 92,9	42 molibdênio **Mo** 95,9	43 tecnécio **Tc** [98]	44 rutênio **Ru** 101,1	45 ródio **Rh** 102,9	46 paládio **Pd** 106,4	47 prata **Ag** 107,9	48 cádmio **Cd** 112,4	49 índio **In** 114,8	50 estanho **Sn** 118,7	51 antimônio **Sb** 121,8	52 telúrio **Te** 127,6	53 iodo **I** 126,9	54 xenônio **Xe** 131,3
55 césio **Cs** 132,9	56 bário **Ba** 137,3	57 - 71	72 háfnio **Hf** 178,5	73 tântalo **Ta** 180,9	74 tungstênio **W** 183,8	75 rênio **Re** 186,2	76 ósmio **Os** 190,2	77 irídio **Ir** 192,2	78 platina **Pt** 195,1	79 ouro **Au** 197,0	80 mercúrio **Hg** 200,6	81 tálio **Tℓ** 204,4	82 chumbo **Pb** 207,2	83 bismuto **Bi** 209,0	84 polônio **Po** [209]	85 astato **At** [210]	86 radônio **Rn** [222]
87 frâncio **Fr** [223]	88 rádio **Ra** [226]	89 - 103	104 rutherfórdio **Rf** [261]	105 dúbnio **Db** [262]	106 seabórgio **Sg** [266]	107 bóhrio **Bh** [264]	108 hássio **Hs** [277]	109 meitnério **Mt** [268]	110 darmstádtio **Ds** [271]	111 roentgênio **Rg** [272]	112 copernício **Cn** [277]						

Número atômico

Nome **Símbolo**

Massa atômica

57 lantânio **La** 138,9	58 cério **Ce** 140,1	59 praseodímio **Pr** 140,9	60 neodímio **Nd** 144,2	61 promécio **Pm** [145]	62 samário **Sm** 150,4	63 európio **Eu** 152,0	64 gadolínio **Gd** 157,3	65 térbio **Tb** 158,9	66 disprósio **Dy** 162,5	67 hólmio **Ho** 164,9	68 érbio **Er** 167,3	69 túlio **Tm** 168,9	70 itérbio **Yb** 173,0	71 lutécio **Lu** 175,0
89 actínio **Ac** [227]	90 tório **Th** 232,0	91 protactínio **Pa** 231,0	92 urânio **U** 238,0	93 netúnio **Np** [237]	94 plutônio **Pu** [244]	95 amerício **Am** [243]	96 cúrio **Cm** [247]	97 berquélio **Bk** [247]	98 califórnio **Cf** [251]	99 einstênio **Es** [252]	100 férmio **Fm** [257]	101 mendelévio **Md** [258]	102 nobélio **No** [259]	103 laurêncio **Lr** [262]

Tabela periódica da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), versão de 22 de junho de 2007, com as massas atômicas aqui apresentadas com um algarismo após a vírgula. Para elementos que não têm isótopos estáveis ou de longa duração, está indicado entre colchetes o número de massa do isótopo com maior tempo médio de existência. Os dados são provenientes de **www.iupac.org/reports/periodic_table** (acessado em 3/3/2010), onde atualizações são periodicamente disponibilizadas. O reconhecimento do elemento 112 pela IUPAC está disponível em: <http://media.iupac.org/publications/pac/asap/pdf/PAC-REC-09-08-20.pdf>. Acesso em: 3 mar. 2010. A produção artificial de elementos acima do 112 já foi relatada por pesquisadores, mas aguarda o reconhecimento da IUPAC antes de figurar em sua tabela periódica.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1.3 Elementos representativos e de transição

Os elementos dos grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18 apresentam um comportamento químico relativamente menos complexo que os demais e são frequentemente denominados **elementos representativos**. Os dos grupos de 3 a 12 são chamados **elementos de transição***, sendo que os lantanídios e os actinídios são especificamente denominados **elementos de transição interna**.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. (Cesgranrio-RJ) Na tabela periódica os elementos estão ordenados em ordem crescente de:

a) número de massa.
b) massa atômica.
c) número atômico.
d) raio atômico.
e) eletroafinidade.

2. (Cesgranrio-RJ) Fazendo a associação entre as colunas abaixo, que correspondem às famílias de elementos segundo a tabela periódica, a sequência numérica será:

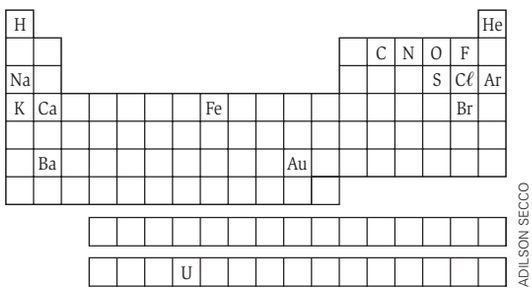
1. Gases nobres	• Grupo 1A
2. Metais alcalinos	• Grupo 2A
3. Metais alcalino-terrosos	• Grupo 6A
4. Calcogênios	• Grupo 7A
5. Halogênios	• Grupo 0

a) 1, 2, 3, 4, 5.
b) 2, 3, 4, 5, 1.
c) 3, 2, 5, 4, 1.
d) 3, 2, 4, 5, 1.
e) 5, 2, 4, 3, 1.

3. Qual a designação genérica dada aos elementos dos grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18 da tabela periódica?

4. Qual a designação genérica dada aos elementos dos grupos 3 a 12 da tabela periódica?

Os exercícios de 5 a 10 referem-se aos elementos cujos símbolos estão destacados na seguinte tabela periódica.



ADILSON SECCO

5. Qual(is) desses elementos é (são) representativo(s)?

6. Qual(is) deles é (são) de transição?

7. Qual(is) deles é (são) de transição interna?

8. Qual(is) deles pertence(m) a um mesmo grupo?

9. Qual(is) deles pertence(m) a um mesmo período?

10. Dentre os elementos em questão, qual(is) é (são) classificado(s) como:

a) alcalino(s)?
b) alcalino-terroso(s)?
c) calcogênio(s)?
d) halogênio(s)?
e) gás (gases) nobre(s)?

* Há autores que consideram como elementos de transição apenas os grupos 3 a 11.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

OS ELEMENTOS QUÍMICOS NO COTIDIANO

Os elementos químicos estão envolvidos em inúmeras aplicações relacionadas ao cotidiano. A seguir aparece um texto ilustrado que relaciona algumas das inúmeras aplicações dos elementos químicos. (O texto é publicado sob licença da Association of the Dutch Chemical Industry — VCNI, Holanda, detentora de seu *copyright*.)

HIDROGÊNIO

H 1

- **combustível para foguete**
- hidrogenação de gorduras
- enchimento de balões
- dessulfurização de petróleo
- amoníaco, água

LÍTIO

Li 3

- combustível para foguete
- **bateria para marca-passo**
- material para atividades espaciais
- aditivos para graxas
- vidro, remédios

BERÍLIO

Be 4

- material para desacelerar nêutrons em reatores atômicos
- janela para tubos de **raios X**
- mola (para relógios)
- ferramentas antifaiscantes

SÓDIO

Na 11

- sínteses orgânicas
- iluminação para estradas
- refrigeração para reator atômico
- acumulador [bateria]
- **sal de cozinha**, soda cáustica, vidro

MAGNÉSIO

Mg 12

- fogos de sinalização, *flash*
- veículos leves, avião
- tijolo refratário
- pigmentos, material de enchimento
- **rodas de liga leve**

POTÁSSIO

K 19

- **adubo químico**
- vidro, lente
- fósforos, pólvora
- máscara de oxigênio
- sal dietético

CÁLCIO

Ca 20

- preparação de metais
- revestimento para cabo, acumulador [bateria]
- adubo químico
- **gesso,** cimento/concreto
- material de carga para papel e tinta

ESCÂNDIO

Sc 21

- detector para vazamento, circuito elétrico
- material para atividades espaciais
- **germinação de sementes**

TITÂNIO

Ti 22

- catalisador para polimerização
- trocadores especiais de calor
- motor de avião
- **pino para fratura,** próteses
- pigmentos: tinta, papel

VANÁDIO

V 23

- material para construção
- **ferramentas**
- motor a jato
- catalisador para produção de ácido sulfúrico

CRÔMIO

Cr 24

- **proteção de superfícies metálicas**
- aço, ferramentas, faca
- catalisador para preparação do metanol
- tinta para camuflagem, *laser*
- fita de áudio e de vídeo

MANGANÊS

Mn 25

- aço, trilho
- ferramentas, eixo de roda
- **cofre,** arado
- acumulador [bateria]
- vidro, pigmento preto

FERRO

Fe 26

- veículos, pontes, estruturas, aço
- máquinas, ímãs
- latas
- **ferramentas,** parafuso
- catalisador para fabricação de amônia

COBALTO

Co 27

- fonte de radiação beta
- **lâmina de aço**
- ímã permanente
- catalisador de gás de escape
- pigmentos

RUBÍDIO

Rb 37

- **célula fotoelétrica**
- receptor de gás em tubo de vácuo
- exame dos músculos do coração

ESTRÔNCIO

Sr 38

- bateria nuclear: boia luminosa, estação de tempo
- fonte de radiação beta
- tinta fosforescente
- **fogos de artifício**

ÍTRIO

Y 39

- TV em cores
- filtro para *laser*, **radar**
- lente para câmara fotográfica
- pedra refratária
- medidor de oxigênio

ZIRCÔNIO

Zr 40

- revestimento para metais
- catalisador de gás de escape
- **espoleta de detonação de munição**
- revestimento de fornos
- medidor de oxigênio

NIÓBIO

Nb 41

- ferramenta de corte
- tubulação
- superímã
- **eletrodo de solda elétrica**
- medalhas

MOLIBDÊNIO

Mo 42

- aquecedor elétrico
- fonte de radiosótopos
- motor para foguete, turbina
- **lubrificantes**
- catalisador para a petroquímica

TECNÉCIO

Tc 43

- **fonte de radiação para exames médicos**

RUTÊNIO

Ru 44

- radiação para tratamento dos olhos
- **medidor de espessura**
- ponta da pena de caneta-tinteiro
- contato elétrico
- resistência elétrica

RÓDIO

Rh 45

- **refletor de faróis**
- relê para telefone
- ponta da pena da caneta-tinteiro
- catalisador de gás de escape
- vela para motor de avião

CÉSIO

Cs 55

- célula fotoelétrica
- fonte de radiação gama
- relógio atômico
- **lâmpada infravermelha**
- combustível

BÁRIO

Ba 56

- **vela para motor**
- tubo de vácuo
- pigmento para papel
- fogos de artifício, chapas do estômago
- lâmpada fluorescente

LANTÂNIO

La 57

- **pedra para isqueiro**
- estocagem de hidrogênio
- eletrodo de bateria
- catalisador de gás de escape
- lente para câmara fotográfica

HÁFNIO

Hf 72

- **submarino atômico**
- controle de reator atômico
- receptor de gás em tubo de vácuo

TÂNTALO

Ta 73

- componentes eletrônicos (condensador)
- fio aquecedor dentro do tubo de vácuo
- ferramentas de corte
- **pesos de balança**
- lente para câmara fotográfica

TUNGSTÊNIO

W 74

- eletrodo de solda
- **fio para lâmpada,** TV
- tanque de guerra, granada, bala
- tubo de jato de foguete
- ferramentas de corte e de perfuração

RÊNIO

Re 75

- fio de forno elétrico
- **catalisador para preparação de gasolina azul** [gasolina de alta octanagem]
- camada de proteção para joias
- eletrodo
- termopares

ÓSMIO

Os 76

- catalisador para preparação de amônia
- **ponta da pena de caneta-tinteiro**
- agulha de bússola
- mancal de relógio
- bijuteria

IRÍDIO

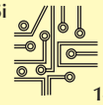
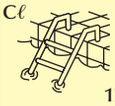
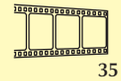
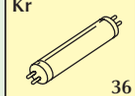
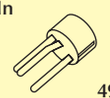
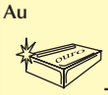
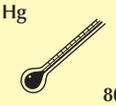
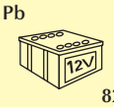
Ir 77

- radiação contra câncer
- **agulha para injeção**
- régua métrica padrão
- vela para helicóptero
- ponta da pena de caneta-tinteiro

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

10 8B	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 0
								HÉLIO He 2 • balão dirigível • **gás engarrafado para mergulho** • gás para testar vazamentos, *laser* • atmosfera inerte • meio para refrigerar reatores atômicos
			BORO B 5 • bastão de regulagem para reatores atômicos • **raquete de tênis** • vidro refratário • desinfetante para olhos • aditivos alvejantes para detergentes	**CARBONO** C 6 • filtros para água e ar • aço, aço para pneus • diamante, **lápis** e eletrodos • material para desacelerar partículas no reator atômico • gás, gasolina, óleo	**NITROGÊNIO** N 7 • criocirurgia • **líquido para conservação de sêmen** • preparação de amoníaco • combustível para foguete • adubos, explosivos	**OXIGÊNIO** O 8 • **processos de queima** • preparação de aço • digestão • purificação de água • areia, água, cimento	**FLÚOR** F 9 • enriquecimento de urânio • meio de refrigeração para geladeira • propelente p/ aerossol • compostos fluorados • gravação em vidro • **aditivo p/ pasta dental**	**NEÔNIO** Ne 10 • **il** **propaganda** • lâmpada para neblina • tubo de TV, *laser* • teste para tensão elétrica • líquido para refrigeração
			ALUMÍNIO Aℓ 13 • janelas, portas, caixilho de janela, **panelas** • folha, tubo, cabo • iluminação, fogos de artifício • carro, foguete, avião • cimento, obturação de dentes	**SILÍCIO** Si  14 • ***chip* eletr nico,** célula solar • ferramentas • areia/vidro, quartzo, cimento/concreto • óleos e borracha de silicone	**FÓSFORO** P 15 • fogos de artifício, f sforos • adubo químico, artigos de limpeza • pasta de dente • artigos bélicos • cerâmica	**ENXOFRE** S 16 • fósforos, fogos de artifício, pólvora • acumulador [bateria], ácido sulfúrico • vulcanização da borracha • **conservantes** • líquidos p/ permanente	**CLORO** Cℓ  17 • **desinfetante de água** • branqueador, ácido clorídrico • plástico PVC • removedor de manchas • artigos bélicos	**ARGÔNIO** Ar 18 • • lâmpada incandescente • contador Geiger, *laser* • gás inerte para solda • cromatografia de fase gasosa
NÍQUEL Ni 28 • **moeda** latão para leite, talheres • ouro branco, cadinhos • catalisador para polimerização • bateria carregável	**COBRE** Cu 29 • arame, cabo elétrico, circuitos impressos • medalhas, **panelas** • caldeiras, tubos, registros (válvulas, torneiras) • hélice para navio • sino, carrilhão	**ZINCO** Zn 30 • proteção para metais • acumulador [bateria], **calha** • peças para automóveis • torneiras para água e gás • pigmento branco, aditivos para borracha	**GÁLIO** Ga 31 • termômetro de quartzo • memória para computador, circuitos integrados • **tela de televisão** • transistor, diodo para *laser* • detector de tumores	**GERMÂNIO** Ge 32 • prisma infravermelho • refletor de projetor • **lente para c mara fotográfica** • transistor, diodo • odontologia	**ARSÊNIO** As 33 • **chumbo para caça** • metal para espelho • vidro, *laser* • diodo emissor de luz • remédios	**SELÊNIO** Se 34 • fotômetro • copiadoras • célula solar • corante para vidro vermelho • **xampu anticaspa**	**BROMO** Br  35 • purificador de água • gás lacrimogêneo • retardador de chamas • desinfetante • papel fotográfico, **filme**	**CRIPTÔNIO** Kr  36 • **t z** • lâmpada fluorescente • gás para testes de vazamento • comprimento de onda padrão • raio *laser* ultraviol
PALÁDIO Pd 46 • catalisador de gás de escape • produção de hidrogênio nascente • **odontologia: coroas** • balancim do relógio • relê para telefone	**PRATA** Ag 47 • espelho, bateria • catalisador • **talheres,** joias • papel fotográfico, filme • vidro corante	**CÁDMIO** Cd 48 • **bateria recarregável** • proteção anticorrosiva: porcas e parafusos • vara de regulagem para reator atômico • fotômetro • pigmento vermelho-amarelado	**ÍNDIO** In  49 • célula solar, espelho • solda para vidro, mancais • vara de regulagem para reator atômico • fotocélula, **transistor** • exames: sangue, pulmões	**ESTANHO** Sn 50 • **lata,** solda, moeda • artigos de decoração • tubos para órgão • tinta antiadesiva • vidro fosco, esmaltados	**ANTIMÔNIO** Sb 51 • solda, tipos de imprensa • [liga de] chumbo para acumulador [bateria] • maçaneta • detector infravermelho • **sombra para olhos (maquiagem)** • remédios contra tosse	**TELÚRIO** Te 52 • espoleta • **vulcanização de borracha** • proteção para chumbo de acumuladores [baterias] • fio de resistência elétrica • termopares	**IODO** I 53 • **tintura de iodo** • radiação • lâmpada de iodo • pigmento para tinta • sal iodado	**XENÔ** Xe
PLATINA Pt 78 • catalisador para preparação de ácido nítrico • **cadinhos de laboratório** • cunha para fundição de vidro • odontologia: coroas • joias • tratamento de tumores	**OURO** Au  79 • joias, medalhas • contato elétrico • odontologia: coroas • tratamento de reumatismo • **aplicações financeiras**	**MERCÚRIO** Hg  80 • barômetro, **termômetro** • iluminação • luz terapêutica, baterias • odontologia • desinfetantes	**TÁLIO** Tℓ 81 • enchimento para termômetro • vidro com baixo ponto de amolecimento • detector infravermelho • **exame dos músculos do coração** • vermífugo	**CHUMBO** Pb  82 • proteção contra radiação • **acumulador** [bateria] • solda, munição • gasolina com alta octanagem • zarcão, secante para tinta	**BISMUTO** Bi 83 • catalisador para preparação da borracha • fusíveis tipo *diazed* • ***sprinkler*** • vidro, cerâmica • atadura contra queimadura	**POLÔNIO** Po 84 • **bateria nuclear** • fonte de nêutrons • fotografia	**ASTA** At • **ele** **art**

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

11. (UFU-MG) No início do século XIX, com a descoberta e o isolamento de diversos elementos químicos, tornou-se necessário classificá-los racionalmente, para a realização de estudos sistemáticos. Muitas contribuições foram somadas até se chegar à atual classificação periódica dos elementos químicos.
Em relação à classificação periódica atual, responda:
a) Como os elementos são listados, sequencialmente, na tabela periódica?
b) Em quais grupos da tabela periódica podem ser encontrados: um halogênio, um metal alcalino, um metal alcalino-terroso, um calcogênio e um gás nobre?

12. (PUC-RS) Observando o conjunto a seguir, determine quais elementos pertencem à família dos alcalino-terrosos:

Na, He, Ca, Fe, K, Ba, Li, Sr

a) Na, K, Li **c)** Ca, Ba, Sr **e)** Na, Ca, Sr
b) He, Ca, Fe **d)** K, Ca, Fe

13. (Uerj) Um dos elementos químicos que tem se mostrado muito eficiente no combate ao câncer de próstata é o selênio (Se).
Com base na Tabela de Classificação Periódica dos Elementos, os símbolos de elementos com propriedades químicas semelhantes ao selênio são:
a) Cℓ, Br, I **b)** Te, S, Po **c)** P, As, Sb **d)** As, Br, Kr

14. (UPF-RS) Os elementos Se, Cs, At, Rn pertencem às seguintes famílias [respectivamente]:
a) calcogênios, alcalinos, halogênios, gases nobres.
b) calcogênios, alcalinos, gases nobres, halogênios.
c) halogênios, alcalinos, alcalino-terrosos, gases nobres.
d) calcogênios, alcalino-terrosos, halogênios, gases nobres.
e) alcalinos, alcalino-terrosos, calcogênios, gases nobres.

15. (UFC-CE) Um átomo *x* tem um próton a mais que um átomo *y*. Com base nessa informação, determine a afirmativa correta;
a) Se *y* for alcalino-terroso, *x* será metal alcalino.
b) Se *y* for um gás nobre, *x* será um halogênio.
c) Se *y* for um metal de transição, *x* será um gás nobre.
d) Se *y* for um gás nobre, *x* será metal alcalino.

16. (UVA-CE) O césio 137, causa da tragédia de Goiânia em 1987, é isótopo do $^{133}_{55}Cs$. Em relação à Tabela Periódica, o césio pertence à família dos:
a) alcalinos.
b) alcalinos-terrosos.
c) halogênios.
d) gases nobres.

17. (Cesgranrio-RJ) Um átomo *T* apresenta menos 2 prótons que um átomo *Q*. Com base nessa informação, determine a opção falsa.

	T	***Q***
a)	gás nobre	alcalino-terroso
b)	halogênio	alcalino
c)	calcogênio	gás nobre
d)	enxofre	silício
e)	bário	cério

18. (UFV-MG) Associe a segunda coluna de acordo com a primeira e determine a opção que contém a sequência correta:

I. metais alcalinos	• F, Br, I
II. metais alcalinos-terrosos	• Na, K, Cs
III. halogênios	• Ca, Sr, Ba
IV. metais de transição	• Fe, Co, Ni

a) I, II, III, IV. **d)** IV, II, III, I.
b) III, I, II, IV. **e)** III, I, IV, II.
c) III, II, I, IV.

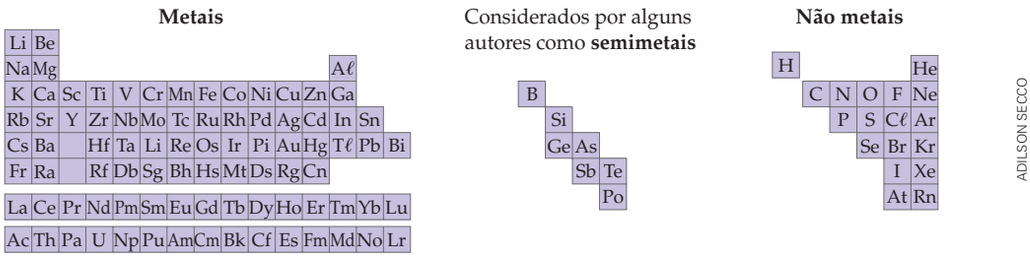
1.4 Metais, não metais e semimetais

Os elementos conhecidos como **metais** formam substâncias simples que, de modo geral, conduzem bem a corrente elétrica e o calor, são facilmente transformadas em lâminas e em fios e são sólidas nas condições ambientes (isto é, 25 °C de temperatura e pressão igual à pressão atmosférica ao nível do mar), exceção feita àquela substância simples formada pelo mercúrio (Hg), que é líquida.

Os elementos denominados **não metais** (alguns os chamam **ametais**) formam substâncias simples que, ao contrário dos metais, não conduzem bem o calor nem a corrente elétrica (exceto o carbono na forma da substância simples grafite), não são facilmente transformadas em lâminas ou em fios. Dos não metais, onze formam substâncias simples gasosas nas condições ambientes (hidrogênio, nitrogênio, oxigênio, flúor, cloro e gases nobres), um forma substância simples líquida (bromo) e os demais formam substâncias simples sólidas.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Certos autores chamam de **semimetais** alguns elementos que apresentam propriedades "intermediárias" entre as dos metais e as dos não metais. Eles formam substâncias simples sólidas nas condições ambientes. Dois semimetais de muita importância prática são o silício e o germânio, empregados em componentes eletrônicos.



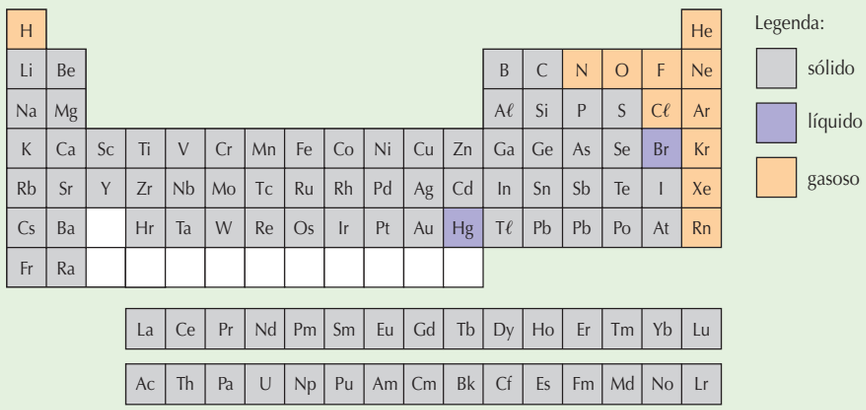
É importante que você perceba que os **metais** correspondem à maior parte dos elementos e que aparecem **no centro e à esquerda** da tabela periódica.

Os **não metais** localizam-se à **direita**.

Os **semimetais** correspondem a uma região de "fronteira" entre os metais e os não metais. Os semimetais **não** terão destaque no estudo da Química realizado neste livro.

ESTADO FÍSICO DAS SUBSTÂNCIAS SIMPLES

Esta tabela periódica mostra o estado físico, nas condições ambientes (25 °C e pressão equivalente à pressão média do ar ao nível do mar), das substâncias simples formadas pelos elementos.



Substâncias simples formadas por:

Ⓐ metais: alumínio (papel-alumínio), ferro (pregos), cobre (fio);

Ⓑ não metais: enxofre (pó amarelo), carbono (os dois pedaços de grafite na ponta das molas) e iodo;

Ⓒ gases nobres: a bexiga está preenchida com hélio e o bulbo da lâmpada contém argônio; e

Ⓓ semimetal: silício, misturado a pequenas quantidades de outros materiais, empregado em células fotovoltaicas (que transformam energia luminosa em energia elétrica; usadas, por exemplo, em calculadoras portáteis).

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1.5 Elementos naturais e elementos artificiais

Em 1937 a tabela periódica tinha um aspecto bem próximo do atual, porém havia menos elementos químicos conhecidos. Os cientistas já haviam identificado e nomeado os elementos com números atômicos de 1 (hidrogênio) até 92 (urânio). Não eram conhecidos, porém, os elementos 43, 61, 85 e 87. Mas a existência desses quatro "buracos" na tabela periódica encorajava os cientistas a procurá-los.

De fato, átomos desses quatro elementos puderam ser produzidos artificialmente pelos cientistas por meio de processos nucleares, transformações que ocorrem no núcleo dos átomos. O tecnécio ($_{43}$Tc) foi produzido em 1937, o promécio ($_{61}$Pm) em 1947, o frâncio ($_{87}$Fr) em 1939 e o astato ($_{85}$At) em 1940. Eles são conhecidos como **elementos artificiais**, ou seja, produzidos em laboratório.

Também são artificiais todos os elementos transurânicos, isto é, com números atômicos superiores ao do urânio. Nenhum deles é encontrado na natureza, tendo sido sintetizados (produzidos) em laboratórios.

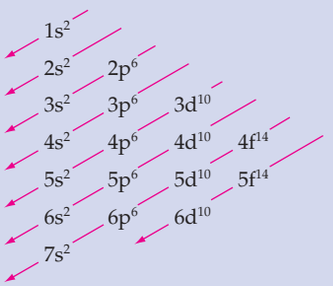
Mesmo quando apenas um grupo de pesquisadores anuncia a síntese de um novo elemento e não há disputa de mérito pelo feito, costuma-se aguardar o reconhecimento da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada) para que ele receba nome e símbolo e, a partir de então, passe a figurar na tabela periódica.

2 Configuração eletrônica e tabela periódica

2.1 Diagrama das diagonais e tabela periódica

Usando o diagrama das diagonais, pode-se distribuir os elétrons para os átomos neutros dos elementos da tabela periódica. À medida que aumenta o número atômico, verifica-se um comportamento periódico no modo como termina essa distribuição.

Diagrama das diagonais



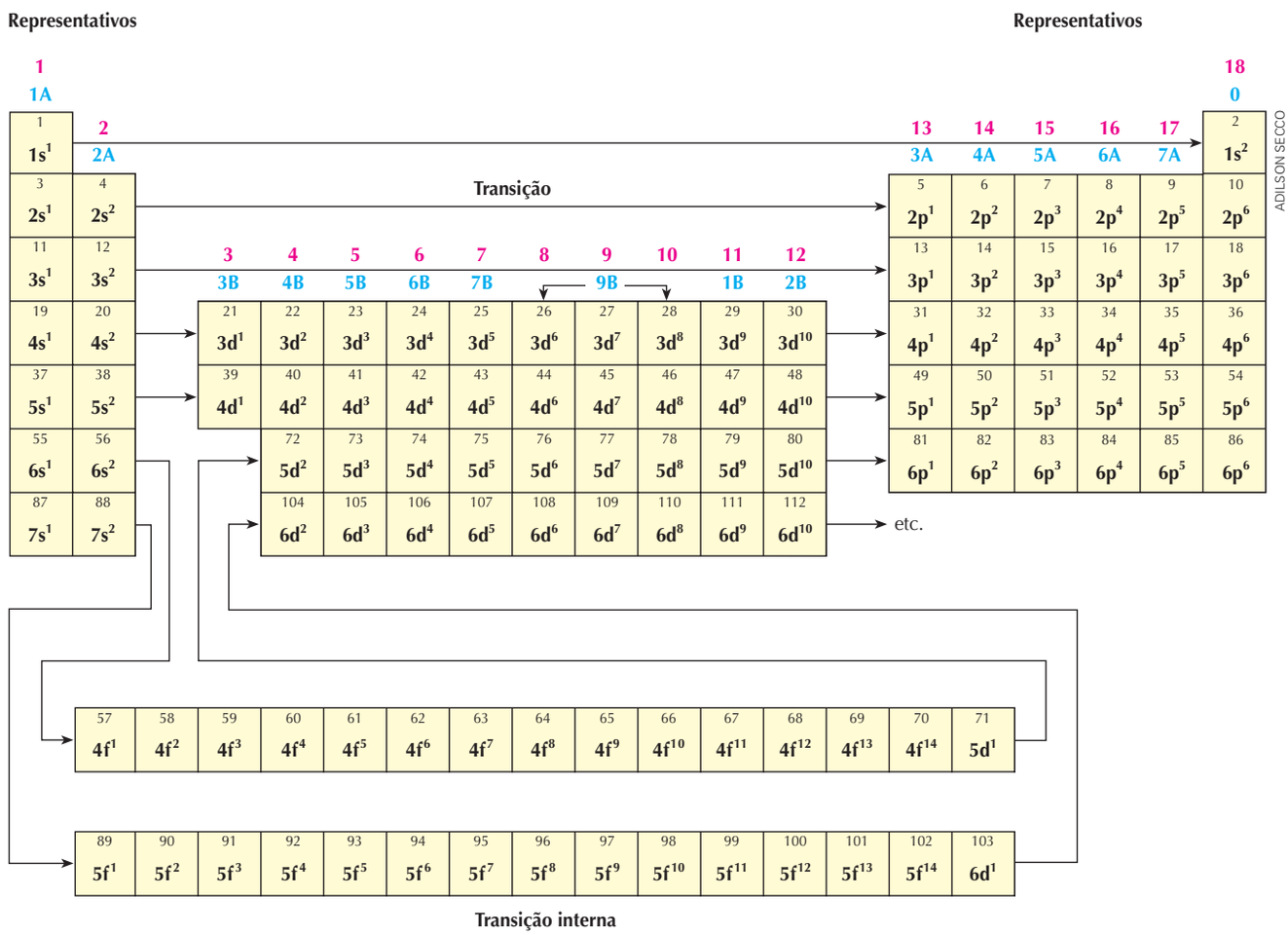
Analisando o esquema da página seguinte, você pode perceber que a configuração eletrônica dos elementos do **grupo 1** termina em s^1, a dos elementos do **grupo 2** termina em s^2, a dos elementos do **grupo 13** termina em p^1, a dos elementos do **grupo 14** termina em p^2 e **assim por diante** (note, porém, que o hélio destoa dos outros gases nobres).

2.2 Número de camadas eletrônicas e período do elemento

Como é possível perceber pelo esquema da página seguinte, elementos do primeiro período apresentam átomos com uma camada eletrônica, elementos do segundo período apresentam átomos com duas camadas e assim sucessivamente.

Átomos (eletricamente neutros) de elementos de um **mesmo período** apresentam **igual número de camadas eletrônicas**. O **número de camadas** é igual ao **número do período**.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



▲ Esquema que demonstra a relação entre a posição de um elemento na tabela periódica e a terminação da configuração eletrônica de seus átomos neutros (tal qual simplesmente fornecida pelo diagrama das diagonais). **Observação:** Alguns elementos apresentam **distribuição eletrônica anômala**, ou seja, que não segue rigorosamente a sequência do diagrama das diagonais. A explicação dessas anomalias está além do propósito deste livro. **Não aparecem**, portanto, retratadas **no esquema acima**.

2.3 Camada de valência e grupo do elemento

Pelo esquema também é possível perceber que os átomos de elementos de um mesmo grupo (família) apresentam em comum o número de elétrons na última camada.

Os átomos de elementos do **grupo 1** apresentam **1 elétron na última camada**. A diferença entre a eletrosfera de seus átomos está no número de camadas. O átomo de hidrogênio (primeiro período) apresenta uma camada; o de lítio (segundo período), duas camadas; o de sódio (terceiro período), três camadas etc.

Os átomos de elementos do **grupo 2** têm **2 elétrons na última camada**, os do **grupo 13** têm **3 elétrons na última camada**, os do **grupo 14** têm **4 elétrons na última camada** e assim por diante.

Os químicos dispõem de muitas evidências para associar os elétrons da última camada com a capacidade de um átomo estabelecer ligação (união) com outro ou com outros átomos. Isso é tão importante na Química que a camada eletrônica mais externa recebe um nome especial.

A camada mais externa do átomo de um elemento químico é aquela envolvida diretamente no estabelecimento de união com outro(s) átomo(s). Ela é denominada **camada de valência**. Os elétrons dessa camada são chamados de **elétrons de valência**.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

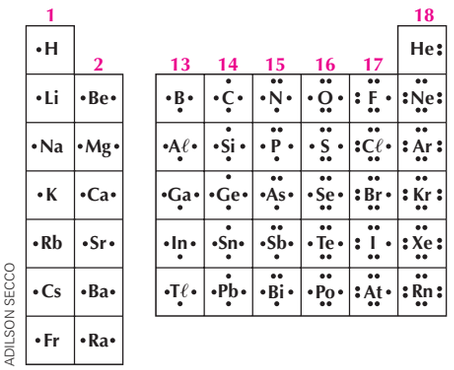
É importante lembrar, pelo que foi visto, que:

> Elementos de um **mesmo grupo** da tabela periódica apresentam o **mesmo número de elétrons na camada de valência**.

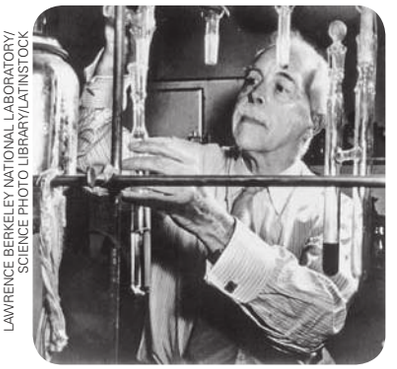
Exceção a isso é o elemento hélio (Z = 2). Seus átomos apresentam 2 elétrons na última camada, mas ele não é colocado no grupo 2. Suas propriedades não se assemelham às dos elementos daquele grupo (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra), mas sim às dos gases nobres (Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Por essa razão, o hélio é considerado gás nobre e é incluído no grupo 18 da tabela periódica.

> A **tabela periódica** é um importante **instrumento de consulta** e, entre outras coisas, ela informa o **número de elétrons de valência**.

A ilustração abaixo mostra os símbolos dos elementos representativos. Ao redor desses símbolos, os elétrons de valência são representados como pequenas bolinhas. Tal simbologia é conhecida como **representação de Lewis** e será bastante útil na compreensão das ligações (uniões) químicas entre átomos, que estudaremos no próximo capítulo.



ADILSON SECCO


LAWRENCE BERKELEY NATIONAL LABORATORY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

◀ O estadunidense Gilbert Newton Lewis (1875-1946) foi um dos cientistas que mais contribuíram para o entendimento das uniões estabelecidas entre os átomos, chamadas ligações químicas. As representações ao lado, muito úteis, foram criadas por ele e são conhecidas como **representações de Lewis**.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

19. (Uneb-BA) Indique a alternativa que contém somente elementos químicos pertencentes à classe dos metais.

a) O, F, Br e I
b) Na, Ne, S e Cℓ
c) B, S, Ge e Sb
d) Mg, Ca, K e Na
e) He, Ne, Ar e Kr

20. (Unitins-TO) Com relação à classificação periódica moderna dos elementos, identifique a afirmação verdadeira:

a) em uma família, os elementos apresentam geralmente o mesmo número de elétrons na última camada;
b) na tabela periódica, os elementos químicos estão colocados em ordem decrescente de massas atômicas;
c) em uma família, os elementos apresentam propriedades químicas bem distintas;
d) em um período, os elementos apresentam propriedades químicas semelhantes;
e) todos os elementos representativos pertencem ao grupo B da tabela periódica.

21. (Fazu-MG) A alternativa que apresenta os símbolos de três elementos com propriedades químicas semelhantes é:

a) Ba, Li, Se
b) Ca, Na, Sr
c) Ca, Na, Te
d) K, S, Sr
e) S, Se, Te

Exercício Resolvido

22. Determine a posição do elemento Z = 11 na tabela periódica, com base em sua distribuição eletrônica.

Resolução

Utilizando o diagrama das diagonais:

$\underbrace{1s^2}_{K=2}\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{L=8}\ \underbrace{3s^1}_{M=1}$

3 camadas ocupadas ⇒ terceiro período

Configuração eletrônica da camada de valência é ns^1 ⇒ grupo 1 (ou 1A)

O elemento é metal alcalino e se encontra no terceiro período. Consultando a tabela, podemos confirmar que se trata do elemento sódio, Na.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercício Resolvido

23. O elemento S encontra-se no terceiro período e pertence ao grupo dos calcogênios (16 ou 6A). Qual a configuração eletrônica de sua camada de valência?

Resolução

Terceiro período ⇒ 3 camadas ocupadas, logo a camada de valência é a terceira.
Calcogênio ⇒ 6 elétrons na camada de valência, ou seja, $s^2\ p^4$. A camada de valência do S é: $\underbrace{3s^2\ 3p^4}_{\text{M}}$.
6 elétrons

24. (Uneb-BA) Um átomo apresenta normalmente 2 elétrons na primeira camada, 8 elétrons na segunda, 18 elétrons na terceira camada e 7 na quarta camada. A família e o período em que se encontra esse elemento são, respectivamente:
a) família dos halogênios, sétimo período.
b) família do carbono, quarto período.
c) família dos halogênios, quarto período.
d) família dos calcogênios, quarto período.
e) família dos calcogênios, sétimo período.

25. (UFSM-RS) Um elemento neutro possui configuração eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$. Esse elemento é um:
a) metal alcalino terroso.
b) halogênio.
c) metal do primeiro período de transição.
d) gás nobre.
e) elemento do grupo do nitrogênio.

26. (Unisinos-RS) Temos, abaixo, as configurações eletrônicas de alguns elementos no estado fundamental. A configuração eletrônica que corresponde a um gás nobre é:
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

27. (Vunesp) Os elementos I, II e III têm as seguintes configurações eletrônicas em suas camadas de valência:
I. $3s^2\ 3p^3$
II. $4s^2\ 4p^5$
III. $3s^2$
Com base nessas informações, determine a afirmação errada.
a) O elemento I é um não metal.
b) O elemento II é um halogênio.
c) O elemento III é um metal alcalino-terroso.
d) Os elementos I e III pertencem ao terceiro período da tabela periódica.
e) Os três elementos pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica.

28. (UFPA) Considere um determinado elemento químico cujo subnível mais energético é o $5s^2$. Seu número atômico e o grupo em que está localizado na Tabela Periódica são, respectivamente:
a) 20; 1A
b) 20; 2A
c) 38; 2A
d) 38; 1A
e) 39; 2A

29. (PUC-PR) O subnível mais energético do átomo de um elemento no estado fundamental é $5p^4$. Portanto o seu número atômico e sua posição na tabela periódica será:
a) 40, 5A e 4º período.
b) 34, 4A e 4º período.
c) 52, 6A e 5º período.
d) 56, 6A e 5º período.
e) 55, 5A e 5º período.

30. (UFSC) Observe os elementos químicos:

Elemento	Distribuição eletrônica
A	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6$
B	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2$
C	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$
D	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$
E	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$

Com base nas informações constantes do quadro acima, determine a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**, considerando a posição do elemento na Tabela Periódica.
01. **A** é gás nobre.
02. **E** é calcogênio.
04. **C** é halogênio.
08. **B** é alcalino terroso.
16. **D** é alcalino.

31. (UFRGS-RS) Considerando a classificação periódica dos elementos, a afirmação correta é:
a) O manganês é um metal e seu número atômico é 54,9.
b) O bromo é semimetal e pertence à família dos halogênios.
c) O criptônio é um gás nobre e seu número atômico é 19.
d) O zinco é um metal que, no estado fundamental, apresenta elétrons distribuídos em três camadas eletrônicas.
e) O enxofre é um não metal, com seis elétrons na última camada.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

32. (UFS-SE) Com base nos seguintes dados:

Átomo	Número de:		
	prótons	elétrons	nêutrons
I	12	12	12
II	12	11	13

pode-se afirmar que os átomos I e II:

a) são do mesmo elemento.
b) estão eletricamente neutros.
c) têm número de massa 12.
d) são isótopos de elementos diferentes.
e) são de um elemento pertencente à família dos gases nobres.

33. (UFPel-RS) Os elementos químicos podem ser classificados de acordo com dois critérios: suas propriedades químicas e físicas e sua ocorrência ou não na natureza.
As propriedades químicas dos elementos estão relacionadas com suas distribuições eletrônicas e, de acordo com as propriedades físicas dos elementos, eles são subdivididos em metais, ametais, semimetais, gases nobres e hidrogênio.
Com base na configuração em níveis dos seguintes elementos:

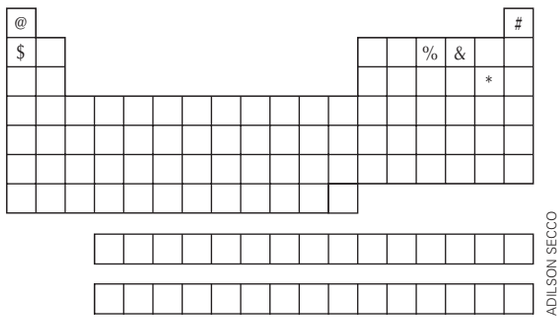
I. 2 - 8 - 13 - 2
II. 2 - 8 - 18 - 20 - 8 - 2
III. 2 - 8 - 8
IV. 2 - 8 - 18 - 6
V. 2 - 8 - 4

a) qual o nome dos elementos representados pelas configurações III e IV?
b) qual (quais), dentre os citados, é (são) considerado(s) metal e qual (quais), gás nobre?
c) indique o período e o grupo em que cada um dos elementos citados se situa na tabela periódica.
d) quais elementos são classificados como de transição e quais são classificados como representativos?

34. (Cefet-PR) O conjunto de átomos com número atômico 53 é um elemento:

a) de transição, metálico, do 4º período e grupo 7A.
b) representativo, não metálico, do 5º período e grupo 7A.
c) representativo, semimetálico, do 5º período e grupo 7A.
d) representativo, metálico, do 5º período e grupo 7A.
e) de transição, não metálico, do 5º período e grupo 7A.

35. (Fuvest-SP) Um astronauta foi capturado por habitantes de um planeta hostil e aprisionado numa cela, sem seu capacete espacial. Logo começou a sentir falta de ar.
Ao mesmo tempo, notou um painel como o da figura em que cada quadrado era uma tecla.
Apertou duas delas, voltando a respirar bem. As teclas apertadas foram



ADILSON SECCO

a) @ e #
b) # e $
c) $ e %
d) % e &
e) & e *

36. (FGV-SP) Um elemento químico *A* apresenta propriedades químicas semelhantes às do oxigênio. *A* pode ter configuração eletrônica:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

37. (Uece) O elemento químico com $Z = 54$ possui em sua camada de valência a configuração $5s^2\ 5p^6$. Os elementos com $Z = 52$ e com $Z = 56$ pertencem às famílias dos:

a) calcogênios e alcalino-terrosos
b) halogênios e alcalinos
c) halogênios e alcalino-terrosos
d) calcogênios e alcalinos

38. (UCDB-MS) Um elemento que apresenta nos últimos subníveis a configuração $4s^2\ 3d^2$ é um elemento:

a) alcalino
b) de transição
c) alcalino-terroso
d) calcogênio
e) gás nobre

39. (PUC-SP) Na classificação periódica, considerando-se uma sequência de elementos de transição, dispostos em ordem crescente de números atômicos, pode-se concluir que os elétrons vão sendo acrescentados sucessivamente na:

a) última camada eletrônica.
b) penúltima camada eletrônica.
c) antepenúltima camada eletrônica.
d) última ou penúltima camada eletrônica.
e) penúltima ou antepenúltima camada eletrônica.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

VALÊNCIA E TABELA PERIÓDICA

Um átomo de hidrogênio, pode unir-se a outro átomo de hidrogênio, formando a substância simples H_2. Pode, também, combinar-se com um átomo de flúor, formando HF, ou um de cloro, formando HCℓ. Em linguagem química, dizemos que o hidrogênio apresenta **valência** 1, ou seja, um átomo de hidrogênio pode unir-se a apenas um outro átomo.

O hidrogênio é capaz de combinar-se com muitos elementos químicos conhecidos, formando compostos. Com base na fórmula desses compostos, podemos avaliar a valência do elemento que se combina com o hidrogênio.

Considere, por exemplo, as seguintes fórmulas de substâncias formadas por hidrogênio e por elementos do segundo período da tabela periódica:

segundo período LiH BeH_2 BH_3 CH_4 NH_3 H_2O HF

Essas fórmulas ilustram que lítio (Li) e flúor (F) apresentam valência 1, berílio (Be) e oxigênio (O), valência 2, boro (B) e nitrogênio (N), valência 3, e carbono (C), valência 4. O gás nobre do segundo período, o neônio (Ne), não forma composto com hidrogênio; sua valência é zero.

Agora considere as fórmulas das substâncias formadas pelo hidrogênio com os elementos do terceiro período da tabela periódica:

terceiro período NaH MgH_2 AℓH_3 SiH_4 PH_3 H_2S HCℓ

Nelas percebemos que sódio (Na) e cloro (Cℓ) apresentam valência 1, magnésio (Mg) e enxofre (S), valência 2, alumínio (Aℓ) e fósforo (P), valência 3, e silício (Si), valência 4. O gás nobre do terceiro período, o argônio (Ar), não forma composto com hidrogênio; sua valência é zero.

As fórmulas acima revelam que existe uma regularidade na valência* dos elementos dos diversos grupos da tabela periódica:

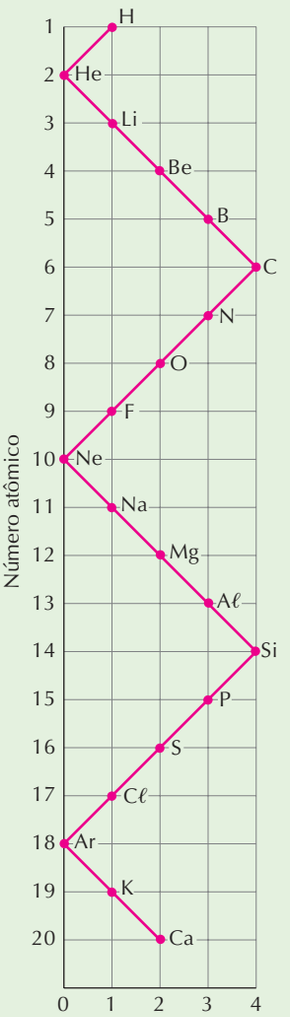
grupo	1 (1A)	2 (2A)	13 (3A)	14 (4A)	15 (5A)	16 (6A)	17 (7A)	18 (0)
valência	1	2	3	4	3	2	1	0

Como o oxigênio apresenta valência 2, seus átomos podem combinar-se com dois átomos de valência 1, ou com um átomo de valência 2, e assim por diante. Observe as fórmulas de algumas substâncias formadas por oxigênio e alguns elementos do segundo e do terceiro períodos:

segundo período Li_2O BeO CO_2 OF_2

terceiro período Na_2O MgO SiO_2 $C\ell_2O$

A propriedade **valência** para elementos com números atômicos de 1 a 20 varia de modo definido (o valor da valência se repete a cada período), como você pode perceber pelo gráfico ao lado. O gráfico mostra uma **propriedade periódica**, ou seja, **o valor numérico da propriedade se repete de período em período**.



ADILSON SECCO

▲ Gráfico de valência *versus* número atômico para os vinte primeiros elementos.

* A discussão apresentada é **introdutória** e a palavra valência está empregada com o sentido de **valência principal**, já que alguns elementos, às vezes, apresentam mais de uma valência. O estanho e o chumbo, por exemplo, ambos do grupo 14 (4A), além da valência 4, são encontrados em alguns compostos com a valência 2. Aprenderemos mais sobre a valência dos elementos em capítulos posteriores.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3 Algumas propriedades periódicas dos elementos

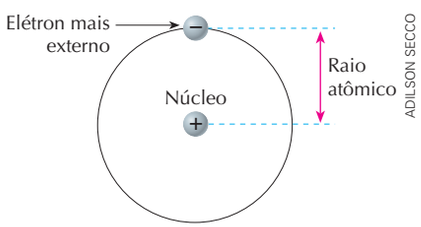
Quando os elementos químicos são organizados em ordem crescente de número atômico, ocorre uma periodicidade em algumas de suas propriedades, ou seja, repetem-se regularmente elementos com propriedades semelhantes. Essa regularidade da natureza é conhecida como **Lei Periódica dos Elementos**. E essas propriedades que exibem comportamento periódico são denominadas **propriedades periódicas**.

3.1 Raio atômico

Para que seja possível discutir a propriedade periódica **raio atômico**, vamos considerar o átomo como sendo uma esfera; o raio atômico será a distância média do elétron mais externo até o núcleo.

O raio atômico é frequentemente expresso em picometro (pm).

$1\ pm = 10^{-12}\ m$

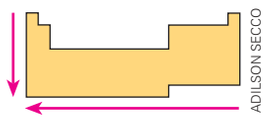


(Representação esquemática sem escala, em cor fantasiosa.)

Num grupo, o raio atômico aumenta de cima para baixo porque há um aumento do número de camadas ocupadas por elétrons.

Os átomos eletricamente neutros de elementos de um mesmo período têm mesmo número de camadas eletrônicas. Da direita para a esquerda, há diminuição do número de prótons (Z), o que acarreta diminuição da carga nuclear, menor atração do núcleo sobre os elétrons e consequente aumento do raio atômico. Assim:

Num período, o raio atômico aumenta da direita para a esquerda, porque, para um mesmo número de camadas ocupadas, os elementos situados à esquerda possuem uma carga nuclear menor.



3.2 Energia (ou potencial) de ionização (EI)

Seja um átomo isolado, no estado gasoso e no estado fundamental. Quando ele absorve energia, elétrons podem ser transferidos de um nível para outro mais afastado do núcleo. Se a energia fornecida for suficientemente alta, será possível arrancar um elétron do átomo em questão, transformando-o num íon positivo.

Representação:

$$\underset{\substack{(11\ p\ e\ 11\ e^-)\\ \text{Átomo neutro}}}{Na\ (g)} + \underset{\text{(Ganha energia)}}{EI} \rightarrow \underset{\substack{(11\ p\ e\ 10\ e^-)\\ \text{Íon positivo}}}{Na^+\ (g)} + \underset{\text{(Elétron liberado)}}{1\ \bar{e}}$$

Energia de ionização (EI) é a energia mínima necessária para se arrancar um elétron de um átomo que se encontra no estado fundamental, gasoso e isolado.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

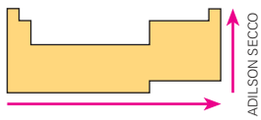
A energia de ionização pode ser expressa em uma unidade chamada elétron-volt (eV). Assim:

$$Na\ (g) + 5{,}1\ eV \rightarrow Na^{+}\ (g) + 1\ e^{-}$$

(EI do Na)

Quanto mais próximos do núcleo estiverem os elétrons da última camada, maior é a atração do núcleo sobre eles e, portanto, mais difícil é removê-los do átomo. Assim:

> Num período ou num grupo, a energia de ionização será tanto maior quanto menor for o raio atômico.



É possível retirar mais de um elétron do átomo, bastando, após a retirada do primeiro elétron, fornecer mais energia. Chamamos de **primeira energia de ionização** a energia necessária para retirar um elétron do átomo neutro (no estado fundamental, gasoso e isolado); de **segunda energia de ionização**, a energia necessária para retirar outro elétron do cátion resultante da primeira ionização; e assim sucessivamente. Um átomo que possui vários elétrons apresenta várias energias de ionização. Por exemplo:

$$Mg\ (g) + 1^{a}\ EI \rightarrow Mg^{+}\ (g) + 1\ e^{-}$$
$$Mg^{+}\ (g) + 2^{a}\ EI \rightarrow Mg^{2+}\ (g) + 1\ e^{-}$$
$$Mg^{2+}\ (g) + 3^{a}\ EI \rightarrow Mg^{3+}\ (g) + 1\ e^{-}$$

Veja na tabela abaixo alguns valores experimentais de energias de ionização.

Consultando os dados tabelados, observamos que:

> A segunda energia de ionização é maior que a primeira, a terceira energia de ionização é maior que a segunda, e assim sucessivamente.

		Energias de ionização (eV)									
Z	**Símbolo**	**1ª**	**2ª**	**3ª**	**4ª**	**5ª**	**6ª**	**7ª**	**8ª**	**9ª**	**10ª**
1	H	13,6									
2	He	24,6	54,4								
3	Li	5,4	75,6	122,4							
4	Be	9,3	18,2	153,9	217,7						
5	B	8,3	25,1	37,9	259,3	340,1					
6	C	11,3	24,4	47,9	64,5	391,9	489,8				
7	N	14,5	29,6	47,4	77,5	97,9	551,9	666,8			
8	O	13,6	35,2	54,9	77,4	113,9	138,1	739,1	871,1		
9	F	17,4	35,0	62,6	87,2	114,2	157,1	185,1	953,6	1.100,0	
10	Ne	21,6	41,0	64,0	97,1	126,4	157,9	207,0	238,0	1.190,0	1.350,0
11	Na	5,1	47,3	71,6	98,9	138,6	172,4	208,4	264,1	299,9	1.460,0
12	Mg	7,6	15,0	80,1	109,3	141,2	186,7	225,3	266,0	328,2	367,0
13	Aℓ	6,0	18,8	28,4	120,0	153,8	190,4	241,9	285,1	331,6	399,2
14	Si	8,1	16,3	33,5	45,1	166,7	205,1	246,4	303,2	349,0	407,0
15	P	11,0	19,7	30,1	51,4	65,7	220,4	263,3	309,2	380,0	433,0
16	S	10,4	23,4	35,0	47,3	72,5	88,0	281,0	328,8	379,1	459,0
17	Cℓ	13,0	23,8	39,9	53,5	67,8	96,7	114,3	348,3	398,8	453,0
18	At	15,8	27,6	40,9	59,8	75,0	91,3	124,0	143,5	434,0	494,0
19	K	4,3	31,8	46,9	60,9	83,0	101,0	120,0	155,0	176,0	501,4
20	Ca	6,1	11,9	51,2	67,0	84,0	111,0	127,0	151,0	189,0	211,4

▲ As linhas em vermelho separam dois níveis eletrônicos. Note o acentuado salto da energia de ionização ao atravessar essa linha.

Fonte: CHRISTEN, H. R. *Química*. Barcelona: Reverté, 1976. p. 47.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3.3 Afinidade eletrônica (AE) ou eletroafinidade

Como vimos, é possível arrancar 1 elétron de um átomo, bastando para isso fornecer energia (energia de ionização). A espécie resultante será um íon positivo.

Vejamos uma outra situação. Seja um determinado átomo, no estado gasoso, isolado e no estado fundamental. Esse átomo pode receber um elétron em sua camada de valência e, nesse caso, haverá liberação de energia. Assim o átomo se transforma num íon negativo.

A quantidade de energia liberada pelo átomo ao receber o elétron será tanto maior quanto mais fortemente o elétron atraído se ligar ao átomo.

Representação:

$$C\ell\ (g) + 1\ e^- \rightarrow C\ell^-\ (g) + E$$

(17 p e 17 e^-) — (Recebe e^-) — (17 p e 18 e^-) — (Energia é liberada)

Átomo neutro — Íon negativo

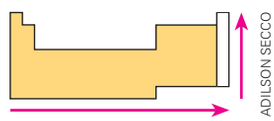
Afinidade eletrônica ou **eletroafinidade** de um átomo é a quantidade de energia liberada quando um átomo gasoso, isolado e no seu estado fundamental, recebe 1 elétron.

A afinidade eletrônica também pode ser expressa em eV. Assim:

$$C\ell\ (g) + 1\ e^- \rightarrow C\ell^-\ (g) + 3{,}61\ eV$$

Afinidade eletrônica do cloro

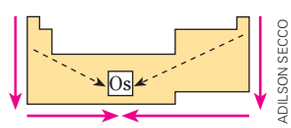
Quanto menor for o raio atômico, maior será a afinidade eletrônica.



3.4 Densidade

A **densidade** (d) de um corpo expressa a relação entre a massa (m) e o volume (V) ocupado por esse corpo.

$$d = \frac{m}{V}$$



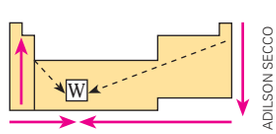
Num grupo: A densidade de um elemento aumenta com o número atômico, o que ocorre de cima para baixo. *Num período*: A densidade cresce da extremidade para o centro. O elemento que apresenta maior densidade é o ósmio (Os).

3.5 Ponto de fusão e ponto de ebulição

Ponto de fusão (PF) é a temperatura na qual o sólido se transforma em líquido a uma determinada pressão.

Ponto de ebulição (PE) é a temperatura na qual o líquido se transforma em vapor a uma determinada pressão.

À exceção dos metais alcalinos e alcalino-terrosos, o ponto de fusão e o ponto de ebulição em um período crescem das extremidades para o centro, e num grupo crescem de cima para baixo. O tungstênio (W) é o metal de maior ponto de fusão (3.422 °C).



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

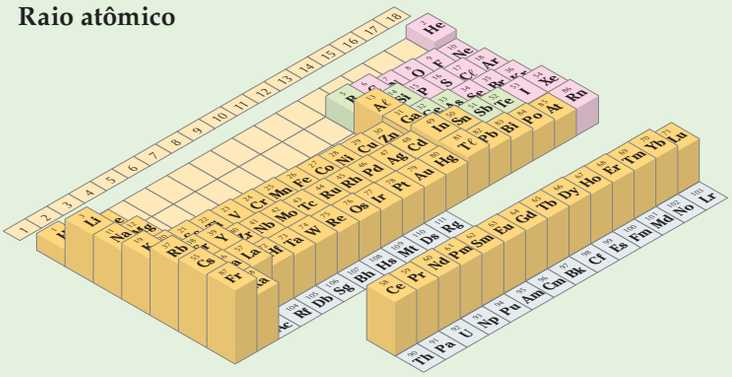
3.6 Eletronegatividade

Existe uma propriedade periódica denominada **eletronegatividade**, a qual, em virtude de sua importância no estudo das ligações que se estabelecem entre os átomos, será estudada no capítulo 9.

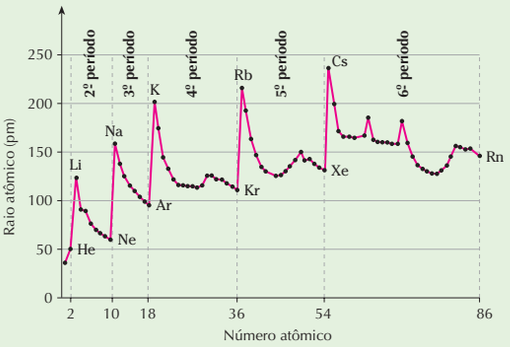
PROPRIEDADES PERIÓDICAS E "MAPAS DE RELEVO"

As ilustrações da tabela periódica a seguir fornecem uma visão do raio atômico, da energia de ionização e da afinidade eletrônica dos elementos por meio de um "mapa de relevos".

Raio atômico



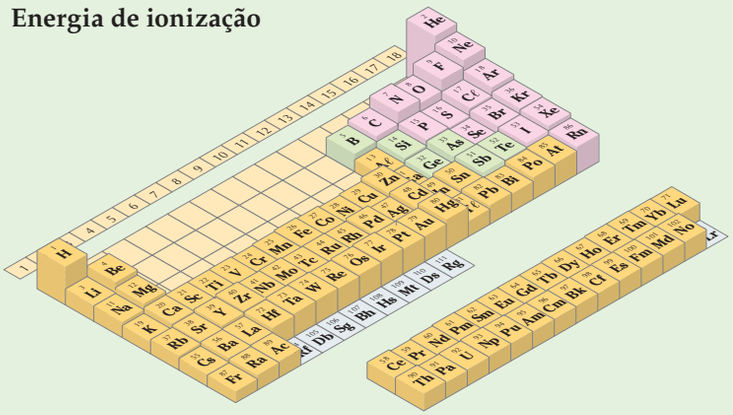
Fonte: SUCHOCKI, J. *Conceptual Chemistry* — Understanding our world of atoms and molecules. 2. ed. São Francisco: Pearson/Benjamin Cummings, 2004. p. 162.



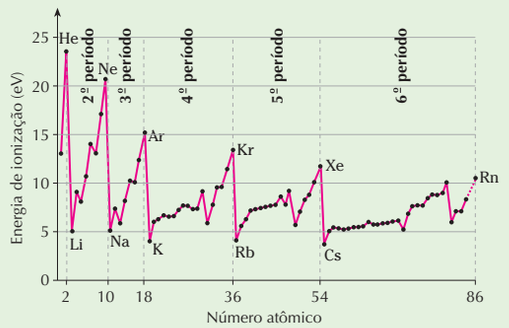
Fonte: EBBING, D. D. *General Chemistry*. 4. ed. Boston: Houghton Mifflin, 1993. p. 310.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Energia de ionização



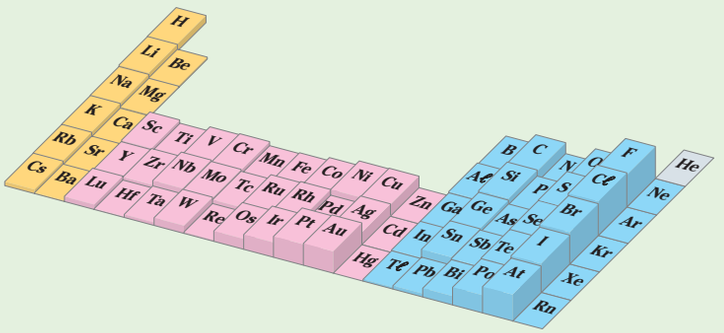
Fonte: SUCHOCKI, J. *Conceptual Chemistry* — Understanding our world of atoms and molecules. 2. ed. São Francisco: Pearson/Benjamin Cummings, 2004. p. 162.



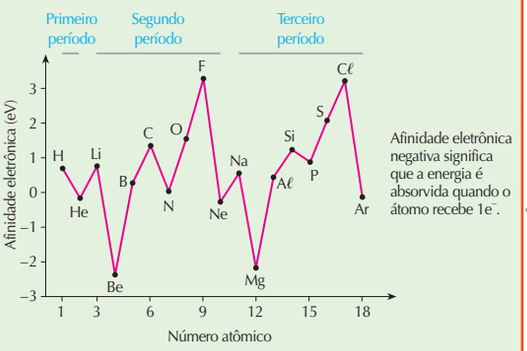
Fonte: Gráfico elaborado a partir de EBBING, D. D. e GAMMON, S. D. *General Chemistry*. 8. ed. Boston: Houghton Mifflin, 2005. p. 317.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Afinidade eletrônica



Fonte: OXTOBY, D. W.; GILLIS, H. P. e NACHTRIEB, N. H. *Principles of Modern Chemistry*. 5. ed. Londres: Thompson/Brooks/Cole, 2004. p. 556.



Fonte: Gráfico elaborado a partir de CHANG, R. *Chemistry*. 5. ed. Nova York: McGraw-Hill, 1994. p. 313.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

40. (Cesgranrio-RJ) Considerando um grupo ou família na tabela periódica, podemos afirmar em relação ao raio atômico:

a) Aumenta com o aumento do número atômico, devido ao aumento do número de camadas.

b) Aumenta à medida que aumenta o número de elétrons do nível L.

c) Não sofre influência da variação do número atômico.

d) Diminui à medida que aumenta o número atômico, devido ao aumento da força de atração do núcleo.

e) Diminui com o aumento atômico, devido ao aumento do número de elétrons.

41. (UFV-MG) Os átomos neutros de dois elementos químicos *A* e *B*, estáveis, apresentam respectivamente as distribuições eletrônicas:

A: K-2, L-8, M-7 *B*: K-2, L-7

Pode-se dizer, a respeito desses dois elementos, que:

a) apresentam o mesmo número de nêutrons.

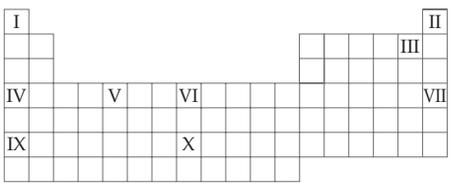
b) são metais.

c) apresentam o mesmo número de prótons.

d) pertencem à mesma família da Tabela Periódica.

e) apresentam o mesmo raio atômico.

42. (Vunesp) Nesta tabela periódica, os algarismos romanos substituem os símbolos dos elementos.



ADILSON SECCO

Sobre tais elementos, é correto afirmar que:

a) I e II são líquidos à temperatura ambiente.

b) III é um gás nobre.

c) VII é um halogênio.

d) o raio atômico de IV é maior que o de V e menor que o de IX.

e) VI e X apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas.

43. (UFS-SE) Considere as seguintes transformações que envolvem o elemento sódio:

$$Na\ (s) \xrightarrow[I]{} Na\ (\ell) \xrightarrow[II]{} Na\ (g) \xrightarrow[III]{} Na^{+}\ (g) + e^{-}$$

Há absorção de energia na realização:

a) da transformação I, somente.

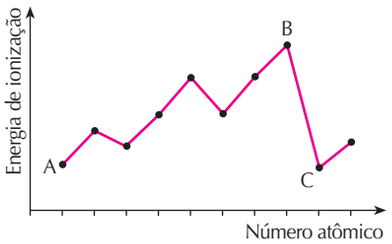
b) da transformação II, somente.

c) da transformação III, somente.

d) das transformações I e II, somente.

e) das transformações I, II e III.

44. (PUC-RJ) O gráfico a seguir mostra a variação do potencial de ionização (eixo das ordenadas) em função do número atômico (eixo das abscissas).



ADILSON SECCO

Considerando que a escala no eixo das abscissas não começa necessariamente de zero, os números atômicos dos elementos A, B e C só podem ser, respectivamente:

a) A = 1; B = 9; C = 10.

b) A = 11; B = 18; C = 19.

c) A = 10; B = 19; C = 20.

d) A = 12; B = 17; C = 18.

e) A = 2; B = 10; C = 11.

45. (UFSM-RS) Para dois elementos químicos genéricos X e Y, sabe-se que é mais fácil retirar elétrons de X do que de Y. Com relação a essa afirmativa, analise as proposições a seguir:

I. O 1º potencial de ionização de X é maior que o 1º potencial de ionização de Y.

II. X poderia ser representado pelo elemento químico enxofre (S) e Y, pelo elemento químico alumínio (Aℓ).

III. X poderia ser representado pelo elemento rubídio (Rb) e Y, pelo elemento químico lítio (Li).

IV. X pode ser um não metal e Y, um metal, sendo ambos do mesmo período da tabela periódica.

Está(ão) correta(s):

a) apenas I.

b) apenas II.

c) apenas III.

d) apenas IV.

e) apenas II e IV.

46. (Unifor-CE) "A 1ª energia de ionização é medida pela energia **X** quando 1 elétron é retirado de um **Y** isolado. Para um mesmo elemento, a 2ª energia de ionização é **Z** do que a 1ª."

Completa-se corretamente o texto substituindo-se **X**, **Y** e **Z**, respectivamente, por:

	X	Y	Z
a)	liberada	átomo neutro	maior
b)	absorvida	átomo neutro	maior
c)	absorvida	íon positivo	menor
d)	liberada	íon positivo	menor
e)	absorvida	íon negativo	menor

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

47. (PUC-RS-modificado) Sobre a estrutura atômica, configuração eletrônica e periodicidade química, é correto afirmar que:

a) quando o elétron é excitado e ganha energia, ele salta de uma órbita mais externa para outra mais interna.

b) um subnível p poderá conter no máximo oito elétrons.

c) o íon Sr^{2+} possui configuração eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$.

d) devido à sua carga nuclear, o raio atômico do sódio é menor do que o do cloro.

e) a energia para remover um elétron do átomo de Mg (1ª energia de ionização) é maior do que aquela necessária para remover um elétron do íon de Mg^{1+} (2ª energia de ionização).

48. (UFG-GO) O arranjo dos elementos na tabela periódica moderna está relacionado com a estrutura atômica. Sobre a estrutura atômica e periodicidade, classifique os itens como verdadeiros ou falsos.

- Para uma série de compostos do tipo $EC\ell_4$, onde E são elementos do grupo IVA, a distância entre E e Cℓ aumentará com a variação de E do C ao Pb.
- O potencial de ionização de um átomo é a energia necessária para a remoção de 1 elétron desse átomo no estado gasoso.
- O segundo e o terceiro potenciais de ionização são sempre maiores que o primeiro potencial de ionização, porque com a remoção do primeiro elétron do átomo a repulsão eletrostática entre os elétrons remanescentes diminui.
- O sódio tem potencial de ionização maior que o rubídio, pois apresenta um número de camadas menor, enquanto o nitrogênio tem um potencial de ionização maior que o boro devido à maior carga nuclear.
- Não metais formam ânions com mais facilidade que metais, porque para um mesmo período não metais possuem afinidade eletrônica maior que metais.
- Ânions são sempre maiores que os átomos dos quais eles são derivados, porque o(s) elétron(s) adicional(is) aumenta(m) a repulsão elétron-elétron.

49. (ITA-SP) Dadas as configurações eletrônicas dos seguintes átomos no seu estado fundamental:

I. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
II. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
III. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
IV. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

É errado afirmar que:

a) dentre os átomos, o átomo I tem o maior potencial de ionização.

b) a perda de 2 elétrons pelo átomo II leva à formação do cátion Mg^{2+}.

c) dentre os átomos, o átomo III tem a maior afinidade eletrônica.

d) o ganho de 1 elétron pelo átomo IV ocorre com a liberação de energia.

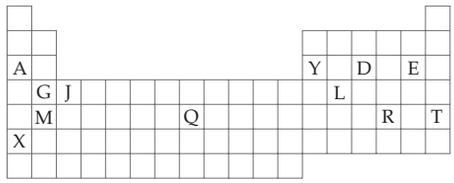
e) o átomo IV é um halogênio.

50. (Cesgranrio-RJ) Os dados *X* e *Y* que faltam no quadro a seguir são:

a) $X = 770$; $Y = 141$
b) $X = 861$; $Y = 1.430$
c) $X = 1.550$; $Y = 141$
d) $X = 770$; $Y = 1.430$
e) $X = 1.550$; $Y = 251$

	Ponto de fusão (°C)	1ª energia de ionização (kcal/mol)
Cálcio	850	*Y*
Estrôncio	*X*	131
Bário	700	120

51. (Cefet-PR) Relacione as frases a seguir com elementos constantes da Tabela Periódica apresentada e indique a sequência correta:



ADILSON SECCO

- Dentre os elementos A, Y, D e E, o de menor energia de ionização.
- O elemento que pertence ao 3º período do grupo 5A.
- O elemento de maior afinidade eletrônica.
- Entre os semimetais, o de maior raio atômico.
- O elemento de maior densidade.

a) A – L – T – D – J
b) A – D – E – R – Q
c) A – L – E – R – J
d) E – L – T – R – Q
e) E – R – T – L – J

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

52. (UPF-RS) Considerando a família dos alcalinos terrosos na tabela periódica, pode-se afirmar, em relação ao raio atômico, que ele:

a) aumenta à medida que aumenta a afinidade eletrônica.

b) diminui à medida que aumenta o número atômico.

c) aumenta de baixo para cima.

d) aumenta com o aumento do número atômico, devido ao aumento do número de níveis de energia.

e) não sofre influência da variação dos níveis de energia do átomo.

53. (UEL-PR) Em qual das transformações a seguir, no sentido indicado, a energia envolvida mede o chamado "potencial de ionização"?

a) $C\ell\ (g) + 1\ e^- \rightarrow C\ell^-\ (g)$

b) $2\ C\ell\ (g) \rightarrow C\ell_2\ (g)$

c) $H^+\ (\ell) + OH^-\ (aq) \rightarrow H_2O\ (aq)$

d) $Na\ (g) \rightarrow Na^+\ (g) + 1\ e^-$

e) $H^+\ (aq) + 1\ e^- \rightarrow \frac{1}{2}\ H_2\ (g)$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

54. (UFC-CE) O efeito fotoelétrico consiste na emissão de elétrons provenientes de superfícies metálicas, através da incidência de luz de frequência apropriada. Tal fenômeno é diretamente influenciado pelo potencial de ionização dos metais, os quais têm sido largamente utilizados na confecção de dispositivos fotoeletrônicos, tais como: fotocélulas de iluminação pública, câmeras fotográficas etc. Com base na variação dos potenciais de ionização dos elementos da Tabela Periódica, indique a alternativa que contém o metal mais suscetível a exibir o efeito fotoelétrico.

a) Fe **c)** Cs **e)** Ca
b) Hg **d)** Mg

55. (UFRJ) As tintas são feitas com base na combinação de pigmentos inorgânicos, materiais formadores de película e solventes. A mistura de diferentes pigmentos é responsável pela grande variedade de tons e cores existentes.
Na composição dos pigmentos, podemos encontrar diversos elementos químicos, tais como Pb, Fe, Aℓ, Si, Hg, Cr e Ba.

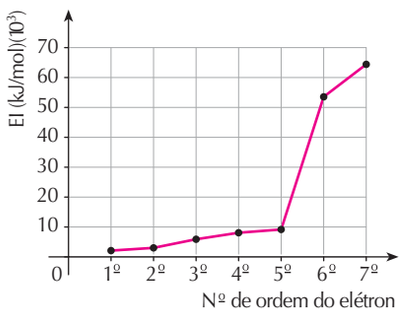
a) Qual, dentre esses elementos, apresenta menor potencial de ionização?

b) Quais desses elementos são metais de transição?

56. (PUC-RS) Comparando o cloro e o sódio, os dois elementos químicos formadores do sal de cozinha, é correto afirmar que:

a) o cloro tem menor energia de ionização.
b) o sódio tem raio atômico maior.
c) o sódio tem maior afinidade eletrônica.
d) os íons de ambos são isoeletrônicos.
e) ambos pertencem ao mesmo grupo da tabela periódica.

57. (UFMG) As sucessivas energias de ionização do nitrogênio estão representadas neste gráfico.



ADILSON SECCO

1. Explique a variação observada nos valores da energia de ionização entre o primeiro e o quinto elétron.
2. Explique por que o valor da energia de ionização do sexto elétron é muito maior do que a do quinto.

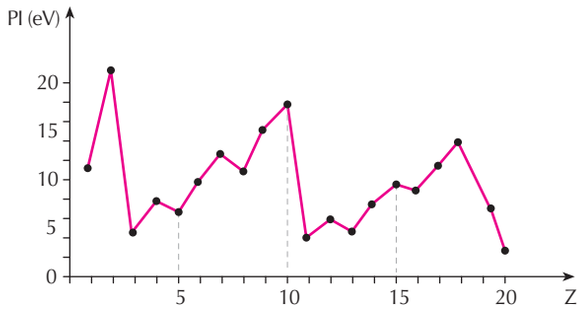
58. (UFRJ) Considere as espécies químicas representadas no quadro a seguir.

S^{2-}	Ar	Fe^{3+}	Ca^{2+}	$A\ell^{3+}$	$C\ell^{-}$

a) Identifique, com o auxílio da Tabela Periódica, as espécies isoeletrônicas (mesmo número total de elétrons), apresentando-as em ordem decrescente de raio.

b) Identifique, dentre as espécies químicas cujos elementos pertencem ao terceiro período, aquela que apresenta o menor potencial de ionização. Justifique sua resposta.

59. (Fuvest-SP) O gráfico mostra a variação do potencial de ionização para elementos de número atômico, Z, de 1 a 19.



ADILSON SECCO

a) Dê o nome dos três elementos que têm maior dificuldade de formar cátions, no estado gasoso.

b) Explique por que, no intervalo de Z = 3 a Z = 10, o potencial de ionização tende a crescer com o aumento do número atômico.

60. (UFMG) As letras W, X, Y e Z designam quatro elementos escolhidos entre aqueles das colunas 1, 2 e 13 da tabela periódica (antigas colunas IA, IIA e IIIA). Seus átomos têm as energias de ionização mostradas na tabela.

Elemento	EI (kJ · mol^{-1})			
	1º	2º	3º	4º
W	578	1.817	2.745	11.578
X	419	3.051	4.412	5.877
Y	496	4.563	6.913	9.544
Z	590	1.145	4.912	5.877

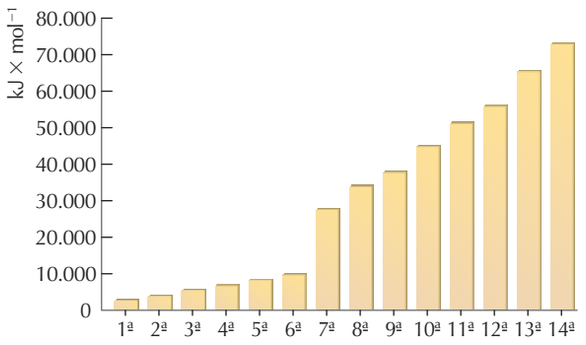
Os valores das sucessivas energias de ionização de um átomo podem dar uma indicação de seu número de elétrons de valência.
Analisando as informações contidas na tabela, conclui-se que a associação correta entre um elemento e a coluna a que ele pertence na tabela periódica é:

a) W – coluna 1 (IA).
b) X – coluna 2 (IIA).
c) Y – coluna 1 (IA).
d) Z – coluna 13 (IIIA).

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

61. (Uerj) O comportamento químico e físico dos elementos tem relação direta com suas propriedades periódicas. Observe, no gráfico 1, parte das energias de ionização de um elemento representativo do terceiro período da tabela de classificação periódica.

Gráfico 1

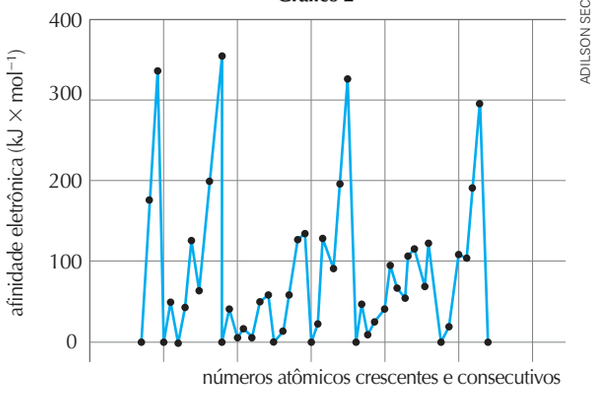


ADILSON SECCO

(Adaptado de RUSSEL, J. B. *Química geral*. São Paulo: Makron Books, 1994.)

Observe, agora, no gráfico 2, as afinidades eletrônicas de 48 elementos da tabela de classificação periódica. Considere que o elemento de menor número atômico representado pertence ao segundo período da tabela.

Gráfico 2



ADILSON SECCO

(Adaptado de <http://www.webelements.com>.)

Nomeie o elemento que corresponde ao gráfico 1, justificando sua resposta. Em seguida, identifique o grupo da tabela de classificação periódica ao qual pertencem os elementos do gráfico 2 que apresentam as quatro maiores afinidades eletrônicas.

Informe-se sobre a Química

Breve história da tabela periódica moderna

As tríades de Döbereiner

No início do século XIX, valores aproximados para a massa dos átomos de alguns elementos (denominada **massa atômica**) haviam sido estabelecidos.

Em 1829, o químico alemão Johann Döbereiner, analisando três elementos quimicamente semelhantes — o cálcio (Ca), o estrôncio (Sr) e o bário (Ba) —, percebeu uma relação simples entre suas massas atômicas: a massa do átomo de estrôncio apresenta um valor bastante próximo da média das massas atômicas do cálcio e do bário. Ele também observou o mesmo efeito para outras **tríades** (trios) de elementos químicos, por exemplo, cloro/bromo/iodo e enxofre/selênio/telúrio.

AKG/LATINSTOCK

▲ Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849). Gravura de 1845. Coleção particular.

O parafuso telúrico de Chancourtois

Em 1862, o geólogo francês Alexandre Chancourtois (1819-1886) dispôs os elementos químicos conhecidos em ordem crescente de suas massas atômicas numa linha espiral em volta de um cilindro. Tal disposição ficou conhecida como **parafuso telúrico de Chancourtois** (telúrico significa relativo à Terra).

Ao redor do cilindro foram feitas dezesseis divisões, e os elementos com propriedades semelhantes apareciam uns sobre os outros em voltas consecutivas da espiral. Chancourtois estava sugerindo que as propriedades dos elementos estavam relacionadas ao número que o elemento ocupava na sequência.

SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ John Alexander Reina Newlands (1837-1898). Foto na Biblioteca da Sociedade Real de Química.

As oitavas de Newlands

Em 1864, o inglês John Newlands, um amante da música, organizou os elementos em ordem crescente de suas massas atômicas em linhas horizontais, contendo sete elementos cada. O oitavo elemento apresentava propriedades semelhantes ao primeiro e assim por diante, numa relação periódica que lembra a periodicidade das notas musicais.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

A essa repetição de propriedades dentro da sequência o químico inglês deu o nome de **lei das oitavas**. Por buscar essa relação entre Química e Música, Newlands sofreu o desprezo e o escárnio dos membros da Sociedade de Química de Londres. Ao apresentá-lo aos membros dessa entidade, um deles teria perguntado sarcasticamente se ele já teria tentado organizar os elementos na ordem alfabética das letras iniciais dos nomes. Entretanto seu trabalho foi reconhecido cerca de duas décadas mais tarde, por ser um precursor das ideias de Mendeleev.

Mendeleev: periodicidade e previsões

Dmitri Mendeleev foi professor universitário na Rússia e fez uma importante descoberta na história da Ciência enquanto estava escrevendo um livro de Química. Ele registrou as propriedades de cada um dos elementos químicos conhecidos (na época eram 63) em fichas de papel, cada ficha para um elemento. Manipulando as fichas, na tentativa de encadear as ideias antes de escrever determinada parte da obra, Mendeleev percebeu algo extraordinário.

Mendeleev organizou as fichas de acordo com a ordem crescente da massa dos átomos de cada elemento. Notou que nessa sequência apareciam, a intervalos regulares, elementos com propriedades semelhantes, de modo similar ao que Newlands fizera. Havia uma periodicidade, ou seja, uma repetição nas propriedades dos elementos. Entre os muitos exemplos de elementos com propriedades semelhantes, podemos citar:

- sódio (Na), potássio (K) e rubídio (Rb) — reagem explosivamente com a água; combinam-se com o cloro e o oxigênio formando, respectivamente, compostos de fórmulas $EC\ell$ e E_2O (E representa o elemento);
- magnésio (Mg), cálcio (Ca) e estrôncio (Sr) — reagem com água, mas não tão violentamente; combinam-se com o cloro e o oxigênio formando, respectivamente, compostos de fórmulas $EC\ell_2$ e EO.

SPL-LATINSTOCK

Typische Elemente							
			K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—
			Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—
			—	?Yt = 88?	?Di = 138?	Er = 178?	—
			Ti = 48?	Zr = 90	Ce = 140?	?La = 180?	Th = 231
			V = 51	Nb = 94	—	Ta = 182	—
			Cr = 52	Mo = 96	—	W = 184	U = 240
			Mn = 55	—	—	—	—
			Fe = 56	Ru = 104	—	Os = 195?	—
			Co = 59	Rh = 104	—	Ir = 197	—
			Ni = 59	Pd = 106	—	Pt = 198?	—
H = 1	Li = 7	Na = 23	Cu = 63	Ag = 108	—	Au = 199?	—
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65	Cd = 112	—	Hg = 200	—
	B = 11	Al = 27,3	—	In = 113	—	Tl = 204	—
	C = 12	Si = 28	—	Sn = 118	—	Pb = 207	—
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	—	Bi = 208	—
	O = 16	S = 32	Se = 78	Te = 125?	—	—	—
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	—	—	—

CC/ ARCHIVESPLATINSTOCK

Esboço da classificação periódica proposta por Dmitri Ivanovitch Mendeleev (1834--1907) e selo comemorativo de 1958 acima.

Em 1869, Mendeleev pôde organizar os elementos em uma tabela, na qual aqueles com propriedades semelhantes apareciam numa mesma coluna. Elaborando melhor sua descoberta, ele percebeu que pareciam estar faltando alguns elementos para que ela fosse completa. **Mendeleev resolveu, então, deixar alguns locais em branco nessa tabela, julgando que algum dia alguém descobriria novos elementos químicos que pudessem ser encaixados nesses locais, com base em suas propriedades**. Ele chegou, até, a prever algumas das propriedades que esses elementos teriam.

Abaixo do silício, por exemplo, Mendeleev suspeitou que deveria existir um elemento que ele denominou *eka-silício* e cujas propriedades previu (*eka* é uma palavra do sânscrito que pode ser traduzida como "o primeiro a seguir"). Esse elemento foi descoberto em 1886 pelo alemão Clemens Winkler, que o chamou de germânio. As

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

propriedades do germânio são espantosamente próximas das previstas por Mendeleev, como mostra a tabela 1.

TABELA 1 Propriedades do elemento químico germânio

Propriedade	Prevista por Mendeleev	Observada
Massa atômica	72	72,3
Densidade	5,5 g/cm^3	5,47 g/cm^3
Ponto de fusão	Muito alto	960 °C
Fórmula óxido	RO_2	GeO_2
Fórmula cloreto	$RC\ell_4$	$GeC\ell_4$

AKG IMAGES/LATINSTOCK

▲ O alemão Julius Lothar Meyer (1830-1895) propôs uma classificação periódica para os elementos similar à de Mendeleev, baseada nos padrões de semelhança entre os elementos químicos. Contudo, não fez previsões sobre a existência de elementos ainda não descobertos nem sobre suas propriedades. Por isso, embora também seja considerado descobridor da Lei Periódica dos Elementos, o mérito maior costuma ser atribuído ao russo Mendeleev. Foto de 1895. Instituto Americano de Física, Nova York, EUA.

Mendeleev também percebeu que em alguns locais da tabela seria melhor fazer pequenas inversões na ordem dos elementos. Em 1871, ele publicou uma versão aprimorada de seu trabalho.

Antes de Mendeleev, outros cientistas — como Döbereiner, Chancourtois e Newlands — já haviam percebido que alguns elementos têm propriedades semelhantes, mas o mérito do químico russo foi o de fazer uma extensiva organização dos elementos com base em suas propriedades, realizar pequenos ajustes necessários e deixar locais para elementos que poderiam existir mas que ainda não haviam sido descobertos.

Além do germânio, outros elementos, cuja existência foi prevista por Mendeleev, foram descobertos posteriormente, como o escândio (Sc), o gálio (Ga) e o polônio (Po). E as propriedades desses elementos são iguais às previstas por ele ou bastante próximas delas.

Moseley e o número atômico: rumo à tabela periódica atual

Mendeleev ordenou os elementos de acordo com a sequência crescente de suas massas atômicas. Percebeu, contudo, que algumas pequenas inversões eram necessárias para que os elementos ficassem corretamente posicionados juntamente a outros com propriedades semelhantes.

Em 1913 e 1914, o inglês Henry Moseley fez importantes descobertas trabalhando com uma complexa técnica envolvendo raios X. Ele descobriu uma característica numérica dos átomos de cada elemento que ficou conhecida como **número atômico** e que posteriormente foi associada ao **número de prótons**.

SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887-1915). Instituto Americano de Física, Nova York, EUA.

Os elementos não estão dispostos na tabela periódica atual por ordem crescente de massa atômica, mas sim por ordem crescente de número atômico.

De modo geral, à medida que o número atômico cresce, a massa atômica também cresce. Há apenas quatro casos de elementos consecutivos na tabela em que o de menor número atômico apresenta a maior massa atômica. São eles:

- o argônio ($_{18}$Ar), cuja massa atômica é 39,9 e vem antes do potássio ($_{19}$K), cuja massa atômica é 39,1;
- o cobalto ($_{27}$Co), cuja massa atômica é 58,9 e vem antes do níquel ($_{28}$Ni), cuja massa atômica é 58,7;
- o telúrio ($_{52}$Te), cuja massa atômica é 127,6 e vem antes do iodo ($_{53}$I), cuja massa atômica é 126,9;
- o tório ($_{90}$Th), cuja massa atômica é 232 e vem antes do protactínio ($_{91}$Pa), cuja massa atômica é 231.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

Observe atentamente a tabela a seguir:

Tabela 1 Algumas propriedades de doze elementos químicos selecionados

Elemento	Símbolo	Quantas vezes o átomo é mais pesado que o de hidrogênio	Fórmula da substância resultante da combinação do elemento com:		
			hidrogênio	cloro	oxigênio
Argônio	Ar	40	*	*	*
Bário	Ba	137	BaH_2	$BaC\ell_2$	BaO
Bromo	Br	80	HBr	$BrC\ell$	Br_2O
Cálcio	Ca	40	CaH_2	$CaC\ell_2$	CaO
Cloro	$C\ell$	36	$HC\ell$	$C\ell_2$	$C\ell_2O$
Flúor	F	19	HF	$C\ell F$	OF_2
Hélio	He	4	*	*	*
Lítio	Li	7	LiH	$LiC\ell$	Li_2O
Magnésio	Mg	24	MgH_2	$MgC\ell_2$	MgO
Neônio	Ne	20	*	*	*
Potássio	K	39	KH	$KC\ell$	K_2O
Sódio	Na	23	NaH	$NaC\ell$	Na_2O

* Não forma composto químico com esse elemento.
Fonte: Tabela elaborada pelos autores.

1. Uma das características do modo científico de realizar investigações é **organizar** os objetos estudados de acordo com suas propriedades.
Utilize os dados mostrados na tabela acima para organizar esses elementos químicos em **grupos**, de acordo com suas propriedades.
a) Quantos grupos você escolheu para organizar os elementos? Quais são os grupos escolhidos?
b) Qual o critério (ou quais os critérios) que você usou para fazer essa classificação? Explique.

2. Mendeleev foi o primeiro a propor maneiras de organizar os elementos químicos de acordo com suas propriedades?

3. Mendeleev deixou alguns "buracos" em sua tabela periódica. Comente o porquê. A que se destinavam tais "buracos"?

4. Mendeleev ordenou os elementos químicos em ordem crescente da massa de seus átomos. Na tabela periódica atual ainda é assim? Comente.

5. O que se entende por *Lei Periódica dos Elementos*?

6. Existem outros tipos de periodicidade fora da Química? Se sim, dê exemplos.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

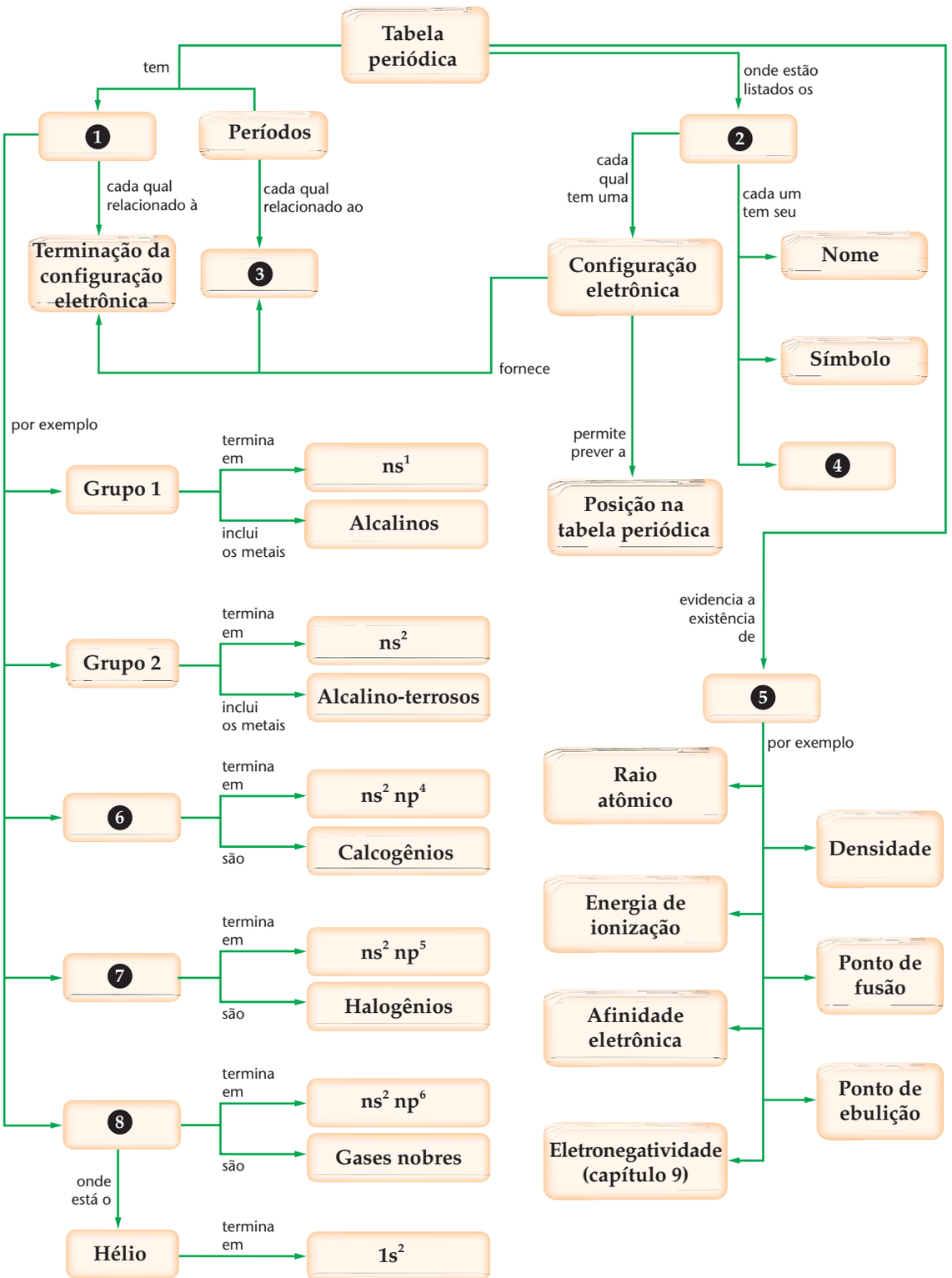
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – TABELA PERIÓDICA

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.

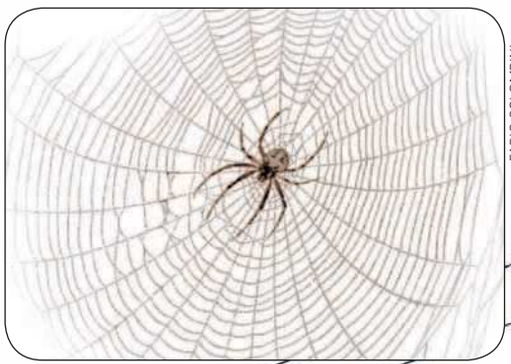


Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 8

Ligações químicas interatômicas

A teia de aranha é constituída por fios de proteínas ▶ produzidas pelo animal. Essas proteínas são longas moléculas formadas por átomos unidos por **ligação covalente**. A aranha representada ao lado tem cerca de 0,8 cm e tece uma teia de 22 cm de diâmetro.



FABIO COLOMBINI

WAGNER SANTOS/KINO

▲ A resistência à tração torna o aço próprio para ser usado em cabos de elevadores e teleféricos, como o Pão de Açúcar, na cidade do Rio de Janeiro. O aço é constituído principalmente por ferro, uma substância na qual há **ligação metálica**. Foto de 2004.

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Regra do octeto*
- ✔ *Ligação iônica*
- ✔ *Ligação covalente*
- ✔ *Ligação metálica*
- ✔ *Principais propriedades das substâncias iônicas, das moleculares e das metálicas*

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- regra do octeto
- íons
- ligação iônica
- moléculas
- maleabilidade e ductibilidade
- substância iônica

LEIGH BEISCH/STOCKFOOD/GETTY IMAGES

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Já sabemos que a fórmula química de uma substância nos diz quais são os elementos químicos que a compõem e também nos informa sobre a quantidade relativa de átomos de cada elemento presente.

Assim, por exemplo, ao escrever a fórmula da água como H_2O pretende-se dizer que a água é formada pelos elementos hidrogênio (símbolo: H) e oxigênio (símbolo: O). Além disso, a fórmula H_2O expressa que, em cada molécula da substância água, há dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio.

Por meio de interessantes (e, às vezes, complexos) experimentos, os químicos puderam, desde o século XIX, descobrir a fórmula de muitas substâncias.

Se apanharmos uma amostra de água do mar e a deixarmos em repouso por alguns dias, notaremos que, à medida que a água for evaporando, um sólido branco irá se depositando no fundo do recipiente.

Uma análise desse depósito revela que ele contém várias substâncias, sendo as mais significativas representadas por $NaC\ell$, $MgC\ell_2$, $KC\ell$, KBr, $MgSO_4$, $CaSO_4$ e $CaCO_3$. Uma análise do ar atmosférico indica que ele contém uma variedade de substâncias diferentes, representadas pelas fórmulas N_2, O_2, CO_2, H_2O, CO, SO_2, SO_3, NO_2, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

Como você pode perceber, no ar, na água do mar e em tudo o mais ao nosso redor estão presentes diversas substâncias, cada qual com uma composição química característica.

Será possível fazer previsões sobre a fórmula das moléculas de uma substância formada quando átomos de diferentes elementos se unem?

Em muitos casos essas previsões são possíveis, e esse é o assunto deste capítulo. Vamos entender o modo pelo qual os átomos se unem e como isso influencia as propriedades dos materiais.

1 Os três tipos de ligação química interatômica

Neste capítulo, estudaremos três importantes grupos de substâncias — as **iônicas**, as **moleculares** e as **metálicas** —, das quais alguns exemplos são mostrados na tabela 1 (abaixo).

- **Substâncias iônicas** — substâncias que conduzem a corrente elétrica no estado líquido, mas não no sólido. Inclui cloreto de lítio, brometo de potássio, cloreto de cálcio, cloreto de sódio, óxido de alumínio e óxido de magnésio.

- **Substâncias moleculares** — substâncias que não conduzem corrente elétrica no estado sólido nem no líquido; também se destacam por apresentar **pontos de fusão significativamente mais baixos que as substâncias dos outros dois grupos**. Inclui etanol, cloro, água, naftaleno, iodo, glicose.

- **Substâncias metálicas** — substâncias que conduzem corrente elétrica tanto no estado sólido quanto no líquido; quanto aos pontos de fusão, essas substâncias são razoavelmente comparáveis às do primeiro grupo. Inclui alumínio, prata, ouro, cobre, ferro e platina.

TABELA 1 **Propriedades de algumas substâncias químicas**

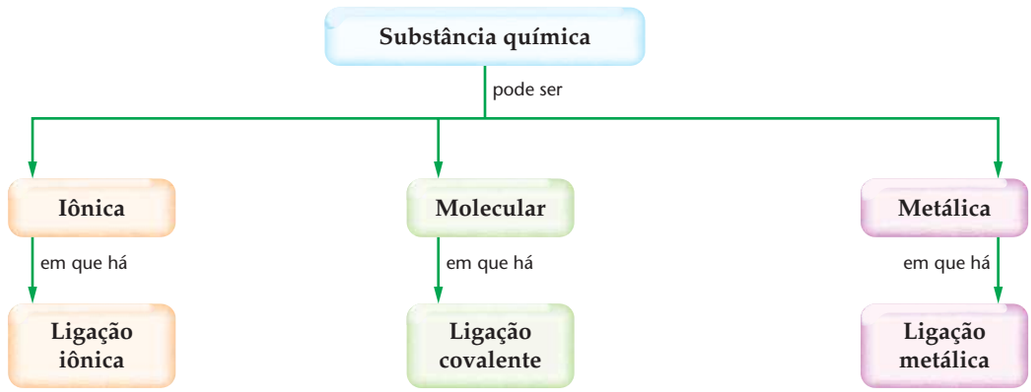
Substância	Fórmula que representa a substância	Ponto de fusão (°C)	Conduz corrente elétrica no estado sólido?	Conduz corrente elétrica no estado líquido?
Substâncias iônicas				
Cloreto de lítio	$LiC\ell$	610	Não	Sim
Brometo de potássio	KBr	734	Não	Sim
Cloreto de cálcio	$CaC\ell_2$	775	Não	Sim
Cloreto de sódio	$NaC\ell$	801	Não	Sim
Óxido de alumínio	$A\ell_2O_3$	2.053	Não	Sim
Óxido de magnésio	MgO	2.825	Não	Sim
Substâncias moleculares				
Etanol	C_2H_6O	−114	Não	Não
Cloro	$C\ell_2$	−102	Não	Não
Água	H_2O	0	Não	Não
Naftaleno	$C_{10}H_8$	80	Não	Não
Iodo	I_2	114	Não	Não
Glicose	$C_6H_{12}O_6$	150	Não	Não
Substâncias metálicas				
Alumínio	$A\ell$	660	Sim	Sim
Prata	Ag	962	Sim	Sim
Ouro	Au	1.064	Sim	Sim
Cobre	Cu	1.085	Sim	Sim
Ferro	Fe	1.538	Sim	Sim
Platina	Pt	1.768	Sim	Sim

Fonte dos pontos de fusão: LIDE, D. R. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. **3**-4ss e **4**-39ss.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

A união entre átomos é denominada **ligação química interatômica**. Ela pode ser de três tipos: **iônica**, **covalente** e **metálica**. Veremos, neste capítulo, que, nas substâncias:

- **iônicas**, os átomos se unem por **ligação iônica**;
- **moleculares**, os átomos se unem por **ligação covalente**;
- **metálicas**, os átomos se unem por **ligação metálica**.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2 Os gases nobres e a regra do octeto

2.1 Gases nobres: modelo de estabilidade

Todas as substâncias químicas são formadas por átomos de elementos químicos. Os cientistas observaram que a imensa maioria das substâncias conhecidas é formada por átomos combinados, unidos. Às vezes são átomos de um único elemento, às vezes de dois ou mais elementos.

Dos milhões de substâncias conhecidas, sabe-se de **apenas** seis nas quais existem átomos não unidos a outros átomos.

Até hoje **não** foi descoberta sequer uma substância **natural** na qual átomos de gases nobres estejam combinados entre si ou com átomos de outros elementos.

> Apenas os **gases nobres** (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), nas condições ambientes, apresentam **átomos estáveis isolados**, isto é, não unidos a outros átomos.

2.2 A regra do octeto

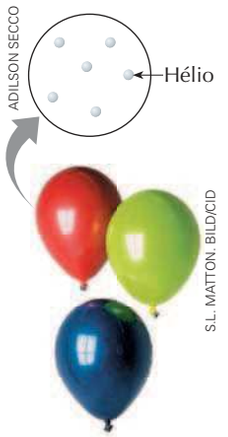
Para entender como funcionam as ligações entre os átomos, é importante analisar a eletrosfera dos gases nobres (tabela 2), uma vez que eles parecem ser a chave para entender a questão.

TABELA 2 Distribuição eletrônica dos gases nobres

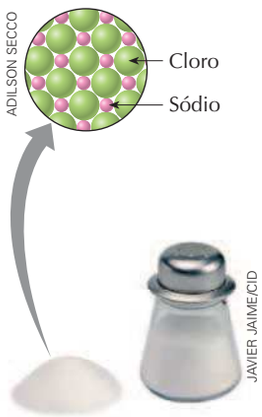
Gás nobre	K	L	M	N	O	P
Hélio	2					
Neônio	2	8				
Argônio	2	8	8			
Criptônio	2	8	18	8		
Xenônio	2	8	18	18	8	
Radônio	2	8	18	32	18	8

William Kossel e Gilbert Newton Lewis propuseram, independentemente, no ano de 1916, uma regra para interpretar a ligação entre os átomos, que ficou conhecida como **regra do octeto de elétrons** (ou, simplesmente, **regra do octeto**):

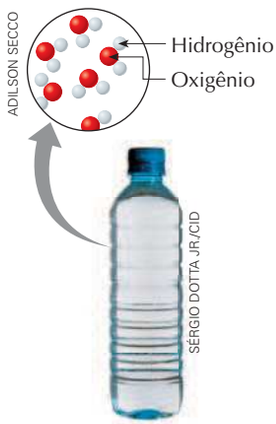
> Um átomo estará estável quando sua última camada possuir 8 elétrons (ou 2, caso se trate da camada K). Os átomos não estáveis unem-se uns aos outros a fim de adquirir essa configuração de estabilidade.



▲ Os gases nobres formam substâncias em que átomos não estão unidos a outros. O hélio, presente nos balões, é um exemplo de gás nobre.



▲ No sal de cozinha há íons de sódio e de cloro combinados formando os cristais.



▲ Na água há átomos de hidrogênio e oxigênio formando moléculas.

▲ Na prata há muitos átomos de prata unidos formando o sólido. (As representações desta página estão fora de proporção. Átomos e íons representados por esferas em cores fantasiosas.)

3 Ligação iônica

3.1 Tendência dos elementos a perder ou a receber elétrons

Como decorrência do que estudamos no capítulo 7:

> À medida que percorremos um período da tabela periódica, da esquerda para a direita, aumenta a atração exercida pelo núcleo sobre os elétrons da camada de valência.

De fato, os químicos perceberam que:

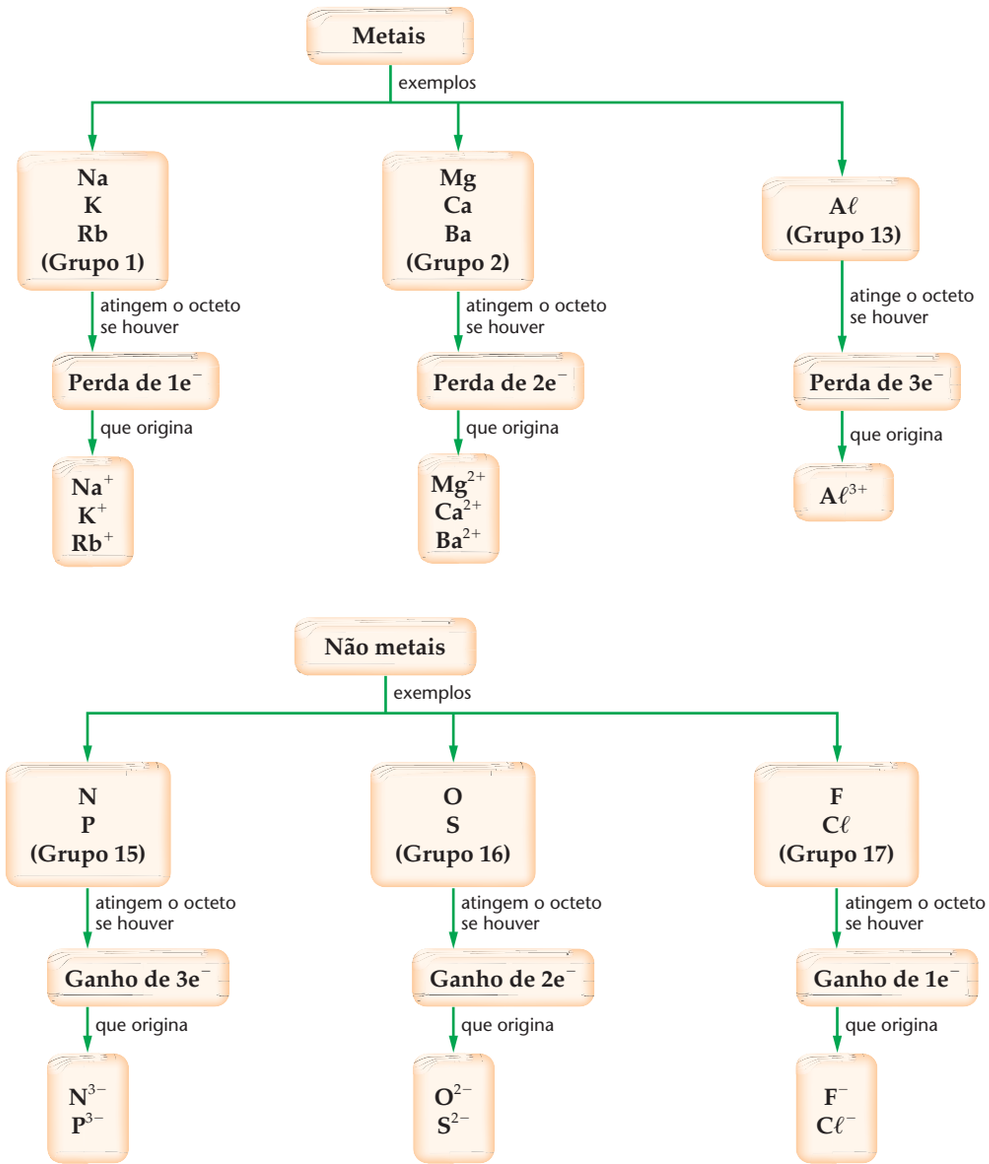
> Os átomos dos elementos dos grupos 1, 2 e 13 apresentam uma tendência acentuada a perder os elétrons da camada de valência.

Sem os elétrons de valência, a última camada eletrônica passa a ser a anterior, que satisfaz a regra do octeto. Assim, por exemplo, átomos de Na, sob determinadas condições, podem perder o elétron de valência, átomos de Mg podem perder os dois elétrons de valência e átomos de Aℓ podem perder os três. Os químicos também verificaram que:

> Os átomos dos elementos dos grupos 15, 16 e 17 apresentam, de modo geral, tendência a receber elétrons para ficar com oito elétrons na última camada.

Assim, átomos de F e de Cℓ, sob determinadas condições, podem receber um elétron, átomos de O e S podem receber dois e átomos de N e P podem receber três.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Generalizando:

Metais têm tendência a formar **cátions**; e **não metais**, a formar **ânions**.

3.2 Formação de íons e ligação iônica

Vejamos como pode acontecer a união de metal e não metal do ponto de vista da regra do octeto. Consideremos átomos neutros dos elementos sódio e cloro:

$_{11}Na$: K–2 L–8 M–1 $_{17}C\ell$: K–2 L–8 M–7

Não estão estáveis, pois não apresentam 8 elétrons na última camada.

Nenhum deles está estável, de acordo com a regra do octeto. Contudo, se houver uma transferência de 1 elétron do sódio para o cloro, ambos atingirão a estabilidade.

$_{11}Na^{+}$: K–2 L–8 $_{17}C\ell^{-}$: K–2 L–8 M–8

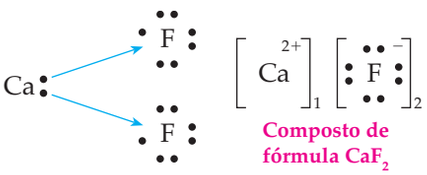
Ambos adquirem a estabilidade, pois ficam com 8 elétrons na última camada.

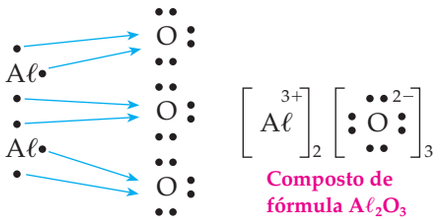
Esse processo pode ser esquematizado simplificadamente, representando-se por bolinhas os elétrons da última camada (a **camada de valência**) ao redor do símbolo do elemento:

Os íons Na^+ e $C\ell^-$ possuem cargas elétricas opostas; portanto se atraem mutuamente. Essa atração mantém os íons unidos, formando uma substância muito conhecida, o cloreto de sódio (comercializado como sal de cozinha), representado pela fórmula $NaC\ell$. Tal união é chamada de **ligação iônica** (alguns a denominam **ligação eletrovalente**).

Se conseguíssemos ampliar um daqueles cristaizinhos de sal presentes num saleiro, veríamos um arranjo regular de cátions Na^+ e de ânions $C\ell^-$, conhecido como **retículo cristalino iônico**, ilustrado esquematicamente ao lado.

O cloreto de sódio é apenas um exemplo de **composto iônico**, ou seja, um composto formado por íons. De modo geral, **sempre que um elemento, que necessite doar elétrons para se estabilizar, se unir a outro, que necessite recebê-los, a união se dará por ligação iônica**. Veja mais dois exemplos:





JOSE MANUEL SANCHIS CALVETE/CORBIS/LATINSTOCK

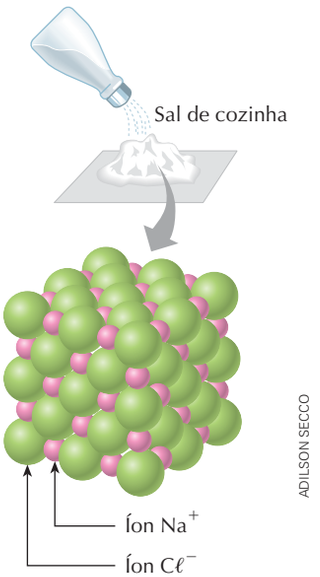
▲ A fluorita (CaF_2) é um mineral do qual se obtém, industrialmente, o elemento flúor. (A fluorita da foto mede 11 cm de largura.)

SISSIE BRIMBERG/NATIONAL GEOGRAPHIC/GETTY IMAGES

▲ A safira consiste em um cristal de $A\ell_2O_3$ (incolor), contendo "impurezas" responsáveis pela cor azul. (A safira da foto faz parte de um anel de ouro, fotografado do alto.)

Em processos químicos, elétrons não são criados nem destruídos. Assim, o total de elétrons doado deve ser igual ao total recebido. Em outras palavras, **a carga total positiva no composto formado deverá ser igual à negativa, o que o tornará eletricamente neutro como um todo.**

Sempre que for necessário, para melhor compreender alguma passagem deste livro, elabore a distribuição eletrônica dos átomos consultando o número atômico na tabela periódica e usando o **diagrama das diagonais**.



ADILSON SECCO

▲ Representação esquemática do retículo cristalino iônico do cloreto de sódio. Os íons estão representados, sem escala, por esferas, em cores fantasiosas.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3.3 Escrevendo a fórmula de um composto iônico

Os elementos dos grupos 1, 2 e 13, que são **metais**, apresentam 1, 2 e 3 elétrons, respectivamente, na camada de valência. Para ficarem estáveis, de acordo com a regra do octeto, deverão **perder** esses elétrons. Já os elementos dos grupos 15, 16 e 17, predominantemente **não metais**, deverão **receber** o número de elétrons que falta para completar o octeto.

Na^+

Cátion do sódio, elemento do **grupo 1** (1A).

N^{3-}

Ânion do nitrogênio, elemento do **grupo 15** (5A).

Ca^{2+}

Cátion do cálcio, elemento do **grupo 2** (2A).

O^{2-}

Ânion do oxigênio, elemento do **grupo 16** (6A).

$A\ell^{3+}$

Cátion do alumínio, elemento do **grupo 13** (3A).

$C\ell^-$

Ânion do cloro, elemento do **grupo 17** (7A).

Do grupo 14, apenas estanho e chumbo (metais) apresentam razoável tendência a participar de ligação iônica, formando cátions.

Para escrever a fórmula de um composto iônico, é preciso descobrir qual a carga do íon estável formado pelos elementos presentes e levar em conta que a carga total do composto é nula.

$$\left[\text{Cátion}^{x+}\right]_y \left[\text{Ânion}^{y-}\right]_x$$

O cátion é escrito à esquerda e o ânion, à direita

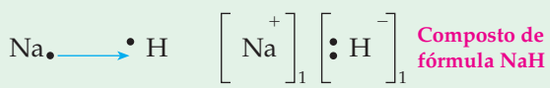
O módulo da carga de um íon é chamado de **valência** desse íon. Assim, por exemplo, Na^+ é um cátion monovalente; O^{2-} é um ânion bivalente; e $A\ell^{3+}$ é um cátion trivalente.

Por exemplo:

$$\left[Ca^{2+}\right]_1 \left[F^-\right]_2 \Rightarrow CaF_2 \qquad \left[A\ell^{3+}\right]_2 \left[O^{2-}\right]_3 \Rightarrow A\ell_2O_3$$

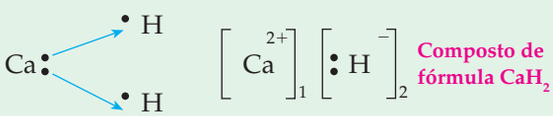
HIDROGÊNIO NÃO É METAL!

O hidrogênio apresenta apenas 1 elétron. Para ficar com eletrosfera de gás nobre (igual à do hélio, que possui 2 elétrons), ele precisa *receber 1 elétron*. **Assim, em ligação iônica, o hidrogênio apresenta carga negativa**.



Composto de fórmula NaH

Apesar de estar localizado no grupo 1 da tabela periódica, o hidrogênio assemelha-se muito mais aos halogênios, pois apresenta tendência a, como eles, receber elétrons. O hidrogênio **não** é um metal alcalino. O íon H^- é chamado de **íon hidreto**.



Composto de fórmula CaH_2

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

A tabela periódica é um instrumento de consulta!

Exercício Resolvido

1. (UFSM-RS-modificado) O amianto, conhecido também como asbesto, é um material constituído por fibras incombustíveis. Foi empregado como matéria-prima na fabricação de materiais isolantes usados na construção civil, como o fibrocimento. O uso dessas fibras foi proibido, pois estudos confirmaram os efeitos cancerígenos desse material, principalmente sobre o sistema respiratório.
Entre seus componentes, além do SiO_2, estão o óxido de magnésio (MgO) e o óxido de alumínio ($A\ell_2O_3$).

Em relação ao composto MgO, analise as afirmativas:

I. A ligação entre o magnésio e o oxigênio se dá por transferência de elétrons, sendo classificada como ligação iônica.

II. Os átomos não alcançam a configuração de gás nobre após a ligação.

III. Após a ligação entre os átomos de magnésio e oxigênio, há formação de um cátion Mg^{2+} e um ânion O^{2-}.

Está(ão) correta(s):

a) apenas I.
b) apenas II.
c) apenas III.
d) apenas I e II.
e) apenas I e III.

Resolução

I é **correta**, pois o magnésio (metal) e o oxigênio (não metal) estabelecem ligação iônica. O magnésio é do grupo 2 (2A) da tabela periódica e forma cátion bivalente (Mg^{2+}). O oxigênio é do grupo 16 (6A) e forma ânion bivalente (O^{2-}).
II é **incorreta**. A eletrosfera do cátion $_{12}Mg^{2+}$ e a do ânion $_8O^{2-}$ têm configuração eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$, idêntica à do gás nobre $_{10}Ne$. Como a afirmação diz que os átomos **não** alcançam a eletrosfera de gás nobre, concluímos que ela está incorreta.
III é **correta**. Como foi dito, o magnésio é do grupo 2 (2A) da tabela periódica e forma cátion bivalente, e o oxigênio é do grupo 16 (6A) e forma ânion bivalente.
Alternativa **e**.

Exercício Resolvido

2. Preveja a fórmula do composto resultante da união dos elementos $_{16}S$ e $_{20}Ca$.

Resolução

Utilizando o diagrama das diagonais, temos:

$_{16}S$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

$_{16}S$: K–2 L–8 M–6 — Não metal do grupo 16 (6A)

$_{20}Ca$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

$_{20}Ca$: K–2 L–8 M–8 N–2 — Metal do grupo 2 (2A)

Agora podemos prever a carga dos íons: o enxofre forma ânion bivalente S^{2-} e o cálcio forma cátion bivalente Ca^{2+}.
Assim:

$$\left[Ca^{2+}\right]_1 \left[S^{2-}\right]_1 \Rightarrow \boxed{CaS}$$

Perceba que o cátion é escrito antes do ânion. Note também que os índices são 1 e 1 e **não** 2 e 2.

3. (Fecolinas-TO/Fundeg-MG) Sabendo que o número atômico do cálcio é 20 e do cloro é 17, a fórmula de um provável composto entre esses dois elementos será:

a) $CaC\ell_3$
b) $CaC\ell$
c) $Ca_2C\ell_2$
d) $Ca_3C\ell_2$
e) $CaC\ell_2$

4. (UCDB-MS) Para adquirir configuração eletrônica de gás nobre, o átomo de número atômico 16 deve:

a) perder dois elétrons.
b) receber seis elétrons.
c) perder quatro elétrons.
d) receber dois elétrons.
e) perder seis elétrons.

5. (UFRJ) Quando íons de cargas opostas, formados por elementos do grupo 1 (IA) e do grupo 17 (VIIA), são aproximados, ocorre uma forte atração entre eles e grande quantidade de energia é liberada. Essa força de atração é chamada:

a) ligação covalente.
b) ligação iônica.
c) ligação dativa.
d) ligação hidrogênio.
e) forças de van der Waals.

6. (Unifenas-MG) Os elementos **X** e **Y**, do mesmo período da tabela periódica, têm configurações eletrônicas s^2p^5 e s^1, respectivamente, em suas camadas de valência.

a) A que grupos da tabela periódica pertencem os elementos **X** e **Y**?
b) Qual será a fórmula do composto constituído pelos elementos **X** e **Y**? E o tipo de ligação formada? Justifique suas respostas.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

7. (Cesgranrio-RJ) Um elemento E tem, na sua camada de valência, a configuração $4s^2 4p^4$. Sobre o elemento E, é falso afirmar que:

a) pertence à família dos calcogênios na tabela periódica.

b) está localizado no quarto período, grupo 6A da tabela periódica.

c) é um elemento representativo na classificação periódica.

d) tende a receber 2 elétrons e formar o íon E^{2-}

e) forma com elementos X do grupo 1A compostos iônicos de fórmula XE_2.

8. (Ufes) Para cada um dos seguintes pares de elementos químicos, os números relativos de átomos de cada elemento que constituiriam o composto iônico resultante são, respectivamente:

Li e O, Ca e S, Mg e Br, Ba e H

a) 1 : 2, 1 : 1, 1 : 1, 2 : 1

b) 2 : 1, 1 : 1, 2 : 1, 2 : 1

c) 1 : 6, 2 : 6, 2 : 7, 2 : 1

d) 2 : 1, 1 : 1, 1 : 2, 1 : 2

e) 1 : 6, 1 : 3, 2 : 7, 1 : 2

9. (UFV-MG) Os compostos formados pelos pares

Mg e Cℓ; Ca e O; Li e O; K e Br

possuem fórmulas cujas proporções entre os cátions e os ânions são, respectivamente:

Números atômicos: Li (Z = 3); O (Z = 8); Mg (Z = 12); Cℓ (Z = 17); K (Z = 19); Ca (Z = 20); Br (Z = 35)

a)	1 : 1	2 : 2	1 : 1	1 : 2
b)	1 : 2	1 : 2	1 : 1	1 : 1
c)	1 : 1	1 : 2	2 : 1	2 : 1
d)	1 : 2	1 : 1	2 : 1	1 : 1
e)	2 : 2	1 : 1	2 : 1	1 : 1

10. (UFRRJ) Os telefones celulares, telefones sem fio, relógios, controles remotos, são alguns dos equipamentos que funcionam com baterias à base de Lítio (Li). Considerando o íon Li^+ e a posição do elemento na tabela periódica, é **incorreto** afirmar que esse íon:

a) apresenta 1 nível completamente preenchido.

b) tem um núcleo com 3 prótons.

c) tem a mesma configuração eletrônica que o átomo de Hélio.

d) apresenta números iguais de prótons e elétrons.

e) quando se liga com o íon cloreto, forma um composto iônico.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

11. (UFRGS-RS) Ao se compararem os íons K^+ e Br^- com os respectivos átomos neutros de que se originaram, pode-se verificar que:

a) houve manutenção da carga nuclear de ambos os íons.

b) o número de elétrons permanece inalterado.

c) o número de prótons sofreu alteração em sua quantidade.

d) ambos os íons são provenientes de átomos que perderam elétrons.

e) o cátion originou-se do átomo neutro a partir do recebimento de um elétron.

12. (UFMG) A maioria dos elementos químicos são metais. Comparando-se as características de metais e de não metais situados em um mesmo período da tabela periódica, é **CORRETO** afirmar que os átomos de metais têm:

a) menores tamanhos.

b) maior eletronegatividade.

c) menor número de elétrons de valência.

d) maiores energias de ionização.

13. (Vunesp) Com base na distribuição eletrônica, o elemento de número atômico 19 combina-se mais facilmente, formando um composto iônico, com o elemento de número atômico:

a) 11 **b)** 17 **c)** 18 **d)** 20 **e)** 27

14. (UFPA) Sejam os elementos X, com 53 elétrons, e Y, com 38 elétrons. Depois de fazermos a sua distribuição eletrônica, podemos afirmar que o composto mais provável formado pelos elementos é:

a) YX_2 **c)** Y_2X_3 **e)** YX

b) Y_3X_2 **d)** Y_2X

15. (UCDB-MS) Um elemento de configuração $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ possui forte tendência para:

a) perder 5 elétrons. **d)** ganhar 2 elétrons.

b) perder 1 elétron. **e)** ganhar 1 elétron.

c) perder 2 elétrons.

16. (PUC-MG) Dois íons apresentam a configuração eletrônica $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$.
Indique a opção **incorreta**:

a) Originam-se de elementos de colunas diferentes.

b) Os elementos de origem são gases nobres.

c) Apresentam números atômicos diferentes.

d) São isoeletrônicos.

e) Podem ser de períodos diferentes.

Exercício Resolvido

17. (FEI-SP) Um elemento metálico forma um óxido de fórmula MO_2. A fórmula de seu cloreto será, provavelmente:

a) MCℓ **b)** $MCℓ_2$ **c)** $MCℓ_3$ **d)** $MCℓ_4$ **e)** $MCℓ_5$

Resolução

Da fórmula do óxido deduz-se que o cátion do metal M é **tetravalente**, M^{4+}.

$$MO_2 \Rightarrow (M^{4+})_1(O^{2-})_2$$

Assim, na ligação com cloro, temos:

$$(M^{4+})_1(C\ell^-)_4 \Rightarrow MC\ell_4$$

Alternativa **d**.

18. (Fuvest-SP) Dois metais, designados X e Y, reagem com cloro formando os compostos iônicos $XC\ell$ e $YC\ell$. Os íons dos elementos X e Y devem, portanto, possuir igual:

a) raio iônico.
b) carga elétrica.
c) número de prótons.
d) energia de ionização.
e) número de elétrons.

19. (Fuvest-SP) Os átomos dos metais alcalino-terrosos (M) apresentam dois elétrons em sua camada de valência. É de prever que os óxidos e os cloretos desses metais tenham, respectivamente, as fórmulas mínimas:

a) MO e $MC\ell_2$
b) MO e $MC\ell$
c) MO_2 e $MC\ell$
d) MO_2 e $MC\ell_4$
e) M_2O e $MC\ell_2$

4 Ligaçãoc ovalente

4.1 Compartilhamento de elétrons e ligação covalente

O átomo de cloro (Z = 17) precisa de mais 1 elétron para adquirir eletrosfera semelhante à do gás nobre argônio (Z = 18).

$_{17}C\ell$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ $_{17}C\ell$: K–2 L–8 M–7

Foi proposto que, na substância $C\ell_2$, os átomos se mantêm unidos porque suas eletrosferas **compartilham** alguns elétrons da última camada. Compartilhar, nesse caso, significa que alguns elétrons **passam a fazer parte da camada de valência dos dois átomos ligados**. Compartilhando elétrons, eles **passam a ter eletrosfera semelhante à de gás nobre.** Na representação seguinte, as bolinhas pretas representam os elétrons da camada de valência.

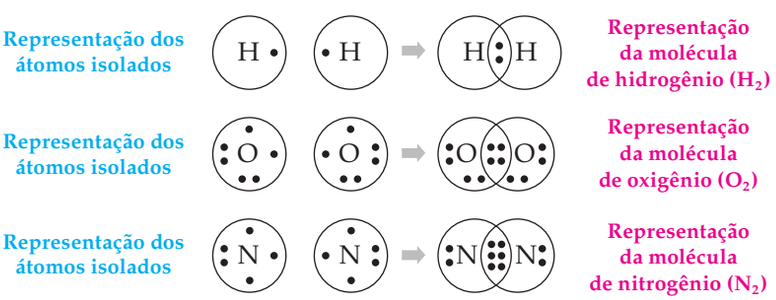
Representação do compartilhamento de elétrons entre os átomos que formam a substância $C\ell_2$. **Apenas** os elétrons da camada de valência foram indicados (por meio de bolinhas pretas).

Vamos examinar agora os casos das substâncias H_2, O_2 e N_2.

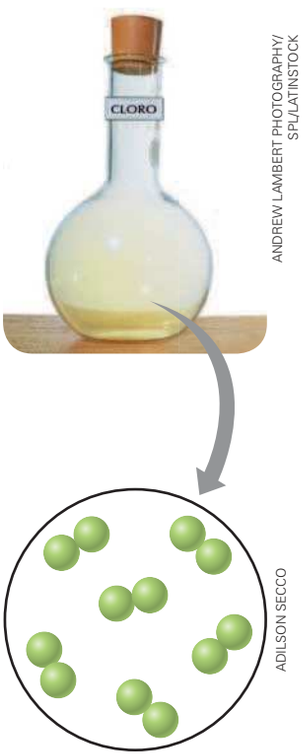
$_1H$: $1s^1$ **Um elétron na camada de valência**

$_8O$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ **Seis elétrons na camada de valência**

$_7N$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ **Cinco elétrons na camada de valência**



Representação do compartilhamento de elétrons entre os átomos que formam as substâncias H_2, O_2 e N_2. **Apenas** os elétrons da camada de valência foram indicados (por meio de bolinhas pretas).



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SPL/LATINSTOCK

ADILSON SECCO

▲ Modelo que representa o gás cloro. Cada átomo está representado por uma esfera em cor fantasiosa. Duas esferas juntas representam uma molécula $C\ell_2$.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Quando átomos se unem por compartilhamento de elétrons, dizemos que entre eles se estabelece **ligação covalente**. Os grupos de átomos unidos por ligação covalente são denominados **moléculas**. As substâncias formadas por moléculas são denominadas **substâncias moleculares**.

Três maneiras distintas de representar uma molécula são a **fórmula molecular**, a **fórmula eletrônica** (ou **fórmula de Lewis**) e a **fórmula estrutural**, na qual cada par de elétrons compartilhado é representado por meio de um tracinho.

Fórmula molecular	H_2	O_2	N_2	$C\ell_2$
Fórmula eletrônica	H : H	: O :: O :	: N ⋮⋮ N :	: Cℓ : Cℓ :
Fórmula estrutural	H — H	O = O	N ≡ N	Cℓ — Cℓ

Nas moléculas de $C\ell_2$ e de H_2 diz-se que há uma **ligação covalente simples**. Na molécula de O_2 diz-se que há duas ligações covalentes ou uma **ligação covalente dupla**. E na molécula de N_2 diz-se que há três ligações covalentes ou uma **ligação covalente tripla**.

RUSS BISHOP/AGE/KEYSTOCK KEYSTONE

GEORGE DIEBOLD/PHOTOGRAPHER'S CHOICE/GETTY IMAGES

PAMINA PHOTO/AGE/KEYSTOCK KEYSTONE

Muitos materiais modernos e resistentes são constituídos por substâncias em que há ligação covalente. É o caso dos poliésteres e das poliamidas, materiais que podem ser empregados na confecção de barracas Ⓐ, parapentes Ⓑ e asas-delta Ⓒ.

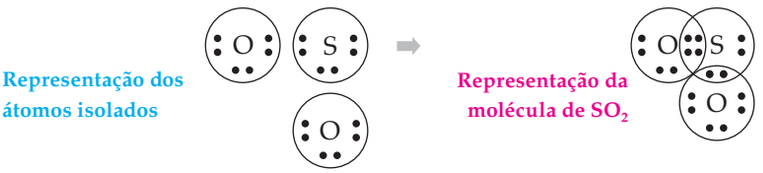
TABELA 3 **Outros exemplos de substâncias em que há ligações do tipo covalente**

Elemento(s)	Fórmula de Lewis	Fórmula estrutural
Flúor	: F : F :	F — F
Bromo	: Br : Br :	Br — Br
Iodo	: I : I :	I — I
Carbono e oxigênio	: O :: C :: O :	O = C = O
Oxigênio e hidrogênio	H : O : (H abaixo)	H — O — H
Nitrogênio e hidrogênio	H : N : H (H abaixo)	H — N — H
Carbono e hidrogênio	H (acima) H : C : H (H abaixo)	H — C — H
Carbono e cloro	: Cℓ : (acima) : Cℓ : C : Cℓ : (Cℓ abaixo)	Cℓ — C — Cℓ

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4.2 Ligações covalentes adicionais usando par eletrônico de um mesmo átomo

Considere o composto de fórmula molecular SO_2, um poluente atmosférico comum nas grandes cidades.

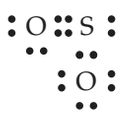
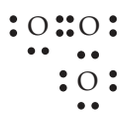


Representação do compartilhamento de elétrons entre os átomos que formam a substância SO_2. **Apenas** os elétrons da camada de valência foram indicados (por meio de bolinhas pretas).

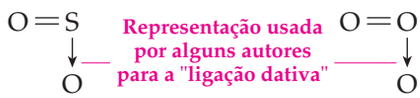
Como você pode perceber, uma dessas ligações foi feita por meio do compartilhamento de dois elétrons provenientes de apenas um dos átomos envolvidos, o enxofre. Na teoria do octeto não há restrição alguma a isso.

> Uma ligação covalente pode ser estabelecida com um par de elétrons compartilhado, qualquer que seja a origem desse par de elétrons.

Um exemplo semelhante ao do SO_2 é o da molécula de ozônio (O_3):

	SO_2	O_3
Fórmula molecular		
Fórmula eletrônica		
Fórmula estrutural		

Alguns livros de ensino médio costumam chamar a ligação covalente em que ambos os elétrons "vieram" de um só átomo de "**ligação coordenada**" ou "**ligação dativa**" e representá-la por uma seta na fórmula estrutural.

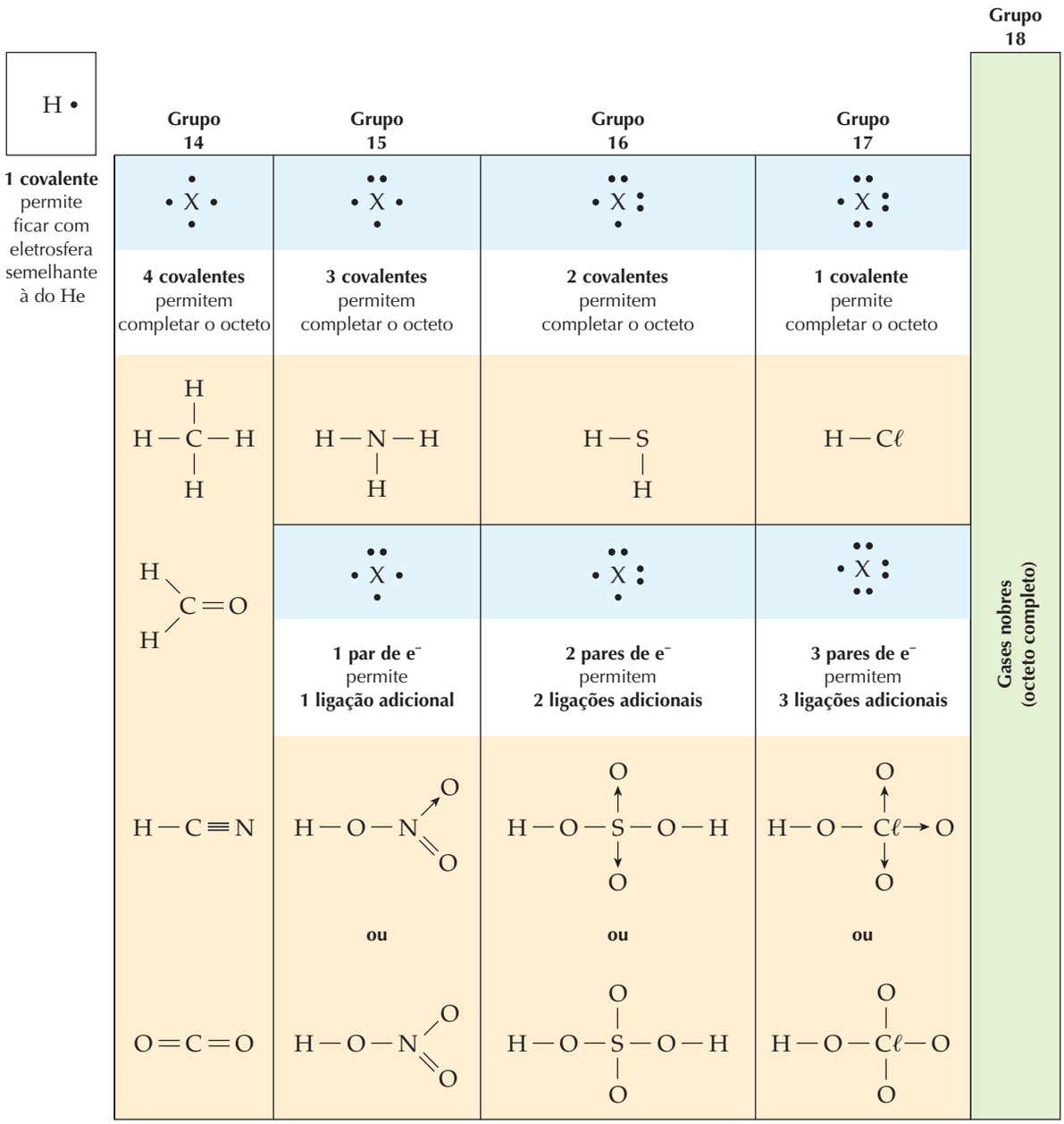


Na Química universitária, o modelo da "ligação dativa" **não** é empregado (na verdade, é abominado). Isso porque não é necessário, ao escrever uma fórmula eletrônica, esclarecer de que átomo "vieram" os elétrons. Por isso, optamos, nesta obra, por **não** dar ênfase à terminologia "**ligação dativa**" nem à sua representação por meio de uma seta. Também optamos por não estabelecer distinção, na fórmula eletrônica, entre os elétrons que "vieram" de cada um dos átomos.

4.3 Escrevendo a fórmula de um composto molecular

A ligação covalente é típica das substâncias que contêm em sua composição elementos não metálicos e/ou semimetálicos. O número de ligações covalentes depende da posição do elemento na tabela periódica, pois está relacionado ao número de elétrons na camada de valência. Veja exemplos no esquema a seguir.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

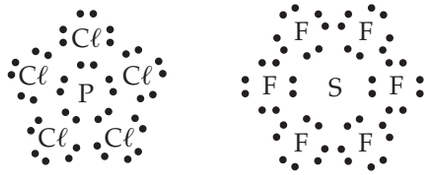
4.4 Algumas exceções ao octeto

Atualmente, os químicos têm conhecimento da existência de muitas moléculas que não obedecem à regra do octeto. Berílio (Be) e boro (B) aparecem, em algumas moléculas, com o octeto incompleto. Apesar de pertencerem a grupos nos quais outros elementos tendem a formar cátions em ligações iônicas, esses dois elementos fazem ligação covalente. **O berílio é frequentemente encontrado com 4 elétrons na camada de valência, e o boro, com 6**.

Note que são quatro elétrons na camada de valência do berílio e seis na do boro.

Duas outras exceções ao octeto são alguns compostos de enxofre e de fósforo, nos quais eles aparecem com mais de 8 elétrons na camada de valência.

É relativamente comum encontrar o fósforo com dez elétrons na camada de valência e o enxofre com doze.



Note que são dez elétrons na camada de valência do fósforo e doze na do enxofre.

Três exceções ainda mais interessantes à regra do octeto são os compostos NO, NO_2 e $C\ell O_2$, em cujas moléculas aparecem átomos com número ímpar de elétrons na camada de valência. Esses três compostos apresentam alta tendência a reagir quimicamente, transformando-se em compostos mais estáveis.

Note que, nestas estruturas, nitrogênio e cloro estão com um elétron desemparelhado, isto é, um elétron sem outro com o qual componha um par.

Outros modelos mais modernos já foram criados para tentar explicar os casos em que a regra do octeto falha. Entretanto, devido à sua complexidade, eles não serão comentados neste livro.

JOSÉ LUÍS DA CONCEIÇÃO/AGÊNCIA ESTADO

▲ A substância NO_2 aparece no ar como consequência do trânsito intenso de automóveis. Trata-se de um sério poluente dos grandes centros urbanos. A coloração castanha que vemos sobre a cidade, na foto, se deve, em parte, ao NO_2. São Paulo, SP, 2006.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

A tabela periódica é um instrumento de consulta!

Exercício Resolvido

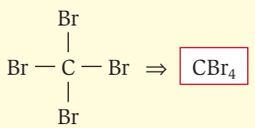
20. Baseado nas posições dos elementos na tabela periódica, preveja a fórmula do composto químico formado pelos seguintes pares de elementos químicos:

a) carbono e bromo.
b) magnésio e cloro.
c) potássio e enxofre.
d) nitrogênio e cloro.
e) silício e cloro.
f) fósforo e flúor.

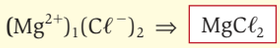
Resolução

Metal e **não metal** tendem a se unir por **ligação iônica**.
Não metal e **não metal** (ou **semimetal**) tendem a se unir por **ligação covalente**.
Assim:

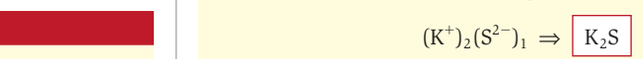
a) carbono (grupo 14, ou 4A) e bromo (grupo 17, ou 7A) estabelecem ligação **covalente**:



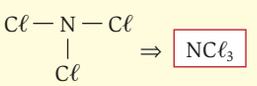
b) magnésio (grupo 2, ou 2A) e cloro (grupo 17, ou 7A) estabelecem ligação **iônica**:



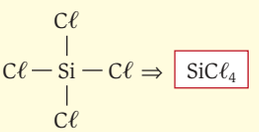
c) potássio (grupo 1, ou 1A) e enxofre (grupo 16, ou 6A) estabelecem ligação **iônica**:



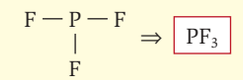
d) nitrogênio (grupo 15, ou 5A) e cloro (grupo 17, ou 7A) estabelecem ligação **covalente**:



e) silício (grupo 14, ou 4A) e cloro (grupo 17, ou 7A) estabelecem ligação **covalente**:



f) fósforo (grupo 15, ou 5A) e flúor (grupo 17, ou 7A) estabelecem ligação **covalente**:



21. (FEI-SP) A fórmula N ≡ N indica que os átomos de nitrogênio estão compartilhando três:

a) prótons.
b) elétrons.
c) pares de prótons.
d) pares de nêutrons.
e) pares de elétrons.

22. Escreva as fórmulas eletrônica e estrutural dos compostos que apresentam as seguintes fórmulas moleculares:

a) CH_4
b) NH_3
c) $PC\ell_3$
d) $CHC\ell_3$
e) HBr
f) H_2S
g) OF_2
h) CO_2

23. (Unirio-RJ) O dióxido de carbono (CO_2) é um gás essencial no globo terrestre. Sem a presença deste gás, o globo seria gelado e vazio. Porém, quando ele é inalado em concentração superior a 10%, pode levar o indivíduo à morte por asfixia. Esse gás apresenta em sua molécula um número de ligações covalentes igual a:

a) 4
b) 1
c) 2
d) 3
e) 0

24. (UFRJ) Os elementos químicos que apresentam a última camada eletrônica incompleta podem alcançar uma estrutura mais estável unindo-se uns aos outros.

a) De que forma se podem ligar dois átomos que precisem ganhar elétrons?

b) Dois elementos situam-se um no segundo período e subgrupo 4A, e outro no terceiro período e subgrupo 7A da tabela periódica. Qual será a fórmula provável do composto por eles formado?

25. (Vunesp) Considere as espécies químicas Br_2 e KBr. Dados os números de elétrons na camada de valência, K = 1 e Br = 7, explique, justificando, o tipo de ligação que ocorre entre os átomos de:

a) bromo, no Br_2

b) potássio e bromo, no KBr

26. (PUC-MG) O elemento flúor forma compostos com hidrogênio, carbono, potássio e magnésio, respectivamente. Os compostos covalentes ocorrem com:

a) H e Mg
b) H e K
c) C e Mg
d) H e C
e) K e Mg

27. (Uece) Átomos do elemento X, que apresentam a distribuição eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$:

a) pertencem à família dos calcogênios.

b) formam facilmente, com o carbono, o composto CX_2

c) formam o íon X^-

d) apresentam cinco níveis de energia.

28. (UCSal-BA) Ao formar ligações covalentes com o hidrogênio, a eletrosfera do silício adquire configuração de gás nobre. Com isso, é de se esperar a formação da molécula:

a) SiH
b) SiH_2
c) SiH_3
d) SiH_4
e) SiH_5

29. (PUC-RJ) As fórmulas dos hidretos de alguns ametais e semimetais estão apresentadas a seguir: $A\ell H_3$, SiH_4, PH_3, GaH_3, AsH_3, InH_3, SnH_4, SbH_3. Com base nesses dados e com o auxílio da tabela periódica, pode-se dizer que a fórmula correta para o hidreto de germânio será:

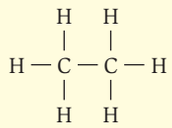
a) GeH
b) GeH_3
c) GeH_5
d) GeH_2
e) GeH_4

Exercício Resolvido

30. Escreva a fórmula estrutural de C_2H_6.

Resolução

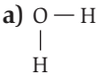
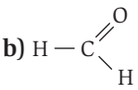
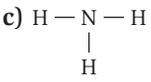
Como sabemos que o carbono faz quatro ligações e o hidrogênio apenas uma, concluímos que ambos os carbonos devem estar ligados entre si nessa molécula. Assim:



31. Escreva a fórmula estrutural dos seguintes compostos:

a) C_2H_4
b) C_2H_2
c) CH_4O
d) CH_2O
e) HCN
f) $COC\ell_2$

32. (UEL-PR) As estruturas representadas a seguir, para as moléculas de H_2O, HCHO, NH_3, CO_2 e C_2H_4, estão corretas, quanto às ligações, EXCETO:

a) 
b) 
c) 
d)
e)

33. Escreva as fórmulas eletrônica e estrutural dos compostos que apresentam as seguintes fórmulas moleculares:

a) SO_2
b) SO_3
c) O_3

34. (UFV-MG) Escreva a fórmula estrutural para cada fórmula molecular representada a seguir:

a) CH_5N
b) CO_2
c) $C_2C\ell_2F_4$

Números atômicos:
C = 6; H = 1; N = 7; O = 8; $C\ell$ = 17; F = 9

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

35. (Esal-MG) O número máximo de ligações coordenadas ou dativas que o cloro pode efetuar é igual a:
a) 1 **b)** 2 **c)** 3 **d)** 4 **e)** 5

36. (UEL-PR) Qual o número total de elétrons na molécula do flúor (F_2)?
a) 8 **b)** 9 **c)** 10 **d)** 18 **e)** 19

37. (UFS-SE) Qual o número total de elétrons em torno do núcleo do átomo de arsênio na substância $AsC\ell_3$?
a) 36 **b)** 33 **c)** 18 **d)** 10 **e)** 8

38. (Ufal) Cada átomo de F (Z = 9) possui 7 elétrons na camada de valência. Átomos de F não são estáveis nas condições ambientes de P e T. Unem-se facilmente formando a molécula F_2, com ligação por 1 par de elétrons entre átomos. Sendo assim, o número total de elétrons que circundam cada átomo de F, na molécula F_2, é:
a) 18 **b)** 14 **c)** 12 **d)** 10 **e)** 2

39. (Cesgranrio-RJ) Das espécies químicas abaixo, indique aquela que não obedece à regra do octeto.
a) $MgBr_2$ **c)** CO_2 **e)** SO_2
b) BF_3 **d)** $NaC\ell$

40. (PUC-PR) Qual das seguintes séries contém todos os compostos covalentes, cuja estabilização ocorre sem que atinjam o octeto?
a) $BeC\ell_2$, BF_3, H_3BO_3, $PC\ell_5$
b) CO, NH_3, $HC\ell O$, H_2SO_3
c) CO_2, NH_4OH, $HC\ell O_2$, H_2SO_4
d) $HC\ell O_3$, HNO_2, H_2CO_3, SO_2
e) $HC\ell$, HNO_3, HCN, SO_3

41. (UEL-PR) O ozônio próximo à superfície é um poluente muito perigoso, pois causa sérios problemas respiratórios e também ataca as plantações através da redução do processo da fotossíntese. Um possível mecanismo que explica a formação de ozônio nos grandes centros urbanos são os produtos da poluição causada pelos carros, representada pela equacão química a seguir:

$$NO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow NO\ (g) + O_3\ (g)$$

Estudos experimentais mostram que essa reação ocorre em duas etapas:

I. $NO_2\ (g) \xrightarrow{Luz} NO\ (g) + O$ (lenta)

II. $O_2\ (g) + O \longrightarrow O_3\ (g)$ (rápida)

Com relação às espécies químicas envolvidas nas reações de formação do ozônio no ar atmosférico, é correto afirmar:
a) As substâncias NO_2 e NO apresentam número ímpar de elétrons.
b) O_2 e O_3 são substâncias compostas.
c) O_3 é menos reativo que O_2 por ser mais iônico.
d) O oxigênio atômico é muito estável e por isso ataca com facilidade o O_2.
e) O NO_2 apresenta três ligações covalentes simples.

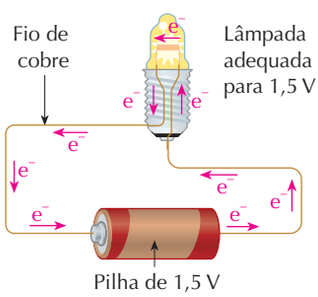
5 Ligaçãom etálica

5.1 O que é corrente elétrica?

Corrente elétrica é um fluxo ordenado de cargas elétricas em movimento.

Os cientistas descobriram que a corrente elétrica que passa através de um metal (como os fios de cobre do circuito abaixo) consiste num movimento ordenado de elétrons (que possuem cargas elétricas negativas). A passagem de corrente elétrica pelo filamento da lâmpada faz com que esse filamento se aqueça e, consequentemente, emita luz.

ADILSON SECCO



O fluxo de elétrons (simbolizados por e^-) no circuito metálico constitui uma corrente elétrica. (Esquema fora de proporção.)

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

O filamento da lâmpada, aquecido pela passagem de corrente elétrica, fica incandescente.

• ATENÇÃO

Na experiência descrita, foi utilizada uma pilha de 1,5 V, como indicado na foto.

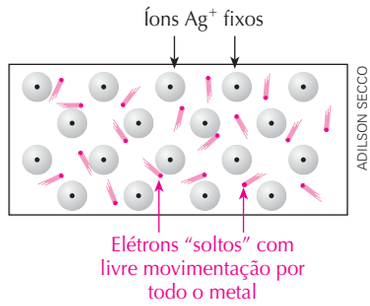
A eventual realização desse experimento só deve ocorrer com autorização e supervisão do(a) professor(a), para evitar acidentes envolvendo corrente elétrica.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5.2 Ligação metálica e o modelo do mar de elétrons

Uma vez que os metais são bons condutores de corrente elétrica, é de esperar que eles possuam em sua estrutura **elétrons livres** para se movimentarem. Essa é uma das evidências que conduziram à elaboração do modelo da ligação química existente nos metais.

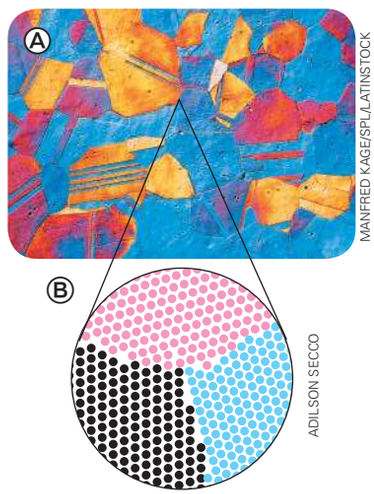
Como já vimos, os núcleos dos elementos classificados como metais não exercem uma atração muito grande sobre os elétrons da sua última camada. Por isso, possuem alta tendência a perder elétrons. Dessa forma, os cientistas admitem que um metal sólido é constituído por átomos metálicos em posições ordenadas com seus elétrons de valência livres para se movimentarem por todo o metal. Assim, temos um "amontoado" organizado de íons metálicos positivos mergulhados num "mar de elétrons" livres. Esse é o chamado **modelo do mar de elétrons**, que explica a condutividade elétrica dos metais. Ele está representado no esquema da figura ao lado.



▲ Esquematização do modelo do "mar de elétrons" para a prata metálica. (Esquema fora de proporção, em cores fantasiosas.)

Assim como a presença dos elétrons entre dois átomos os mantém unidos numa ligação covalente, é a presença do mar de elétrons que mantém os átomos metálicos unidos, em um tipo de ligação química denominada **ligação metálica**. Contudo, num pedaço de metal, os átomos não se encontram com o octeto completo. A regra do octeto **não** é satisfatória para explicar a ligação metálica.

Se ampliarmos um pedaço de metal, veremos algo como o que aparece na figura Ⓐ, ao lado: um mosaico composto de vários pedacinhos do metal. Cada um deles consiste num pequeno **retículo cristalino metálico** formado por milhares de milhões de átomos (a junção de três desses retículos está esquematizada na figura Ⓑ).



Ⓐ Visão ao microscópio do corte de um pedaço de metal. Cada cristal aparece com uma tonalidade diferente devido à técnica fotográfica utilizada. Ampliação de aproximadamente 220 vezes.

Ⓑ Ampliação esquemática do encontro entre três cristais metálicos presentes em um pedaço da substância. Todas as bolinhas, independentemente da cor, representam átomos do mesmo metal. Cores diferentes foram usadas para representar os átomos que pertencem a cada um dos três retículos cristalinos metálicos.

Levando isso em conta, um pedaço de ferro, por exemplo, deveria ser representado por Fe_n, em que **n** representa um número de átomos de ferro muito grande presente nesse pedaço. Contudo os químicos, para simplificar, representam um pedaço de metal apenas pelo símbolo do elemento; no caso, Fe.

5.3 Ligas metálicas

Ouro 18 quilates, bronze, latão e aço são materiais que apresentam uma característica comum: trata-se de ligas metálicas.

> **Ligas metálicas** são misturas sólidas de dois ou mais elementos, sendo que a totalidade (ou pelo menos a maior parte) dos átomos presentes é de elementos metálicos.

O ouro 18 quilates é uma liga de ouro e cobre (e, eventualmente, prata), o bronze é uma liga de cobre e estanho, o latão é uma liga de cobre e zinco e o aço é uma liga de ferro com pequena quantidade de carbono.

▲ O ouro 18 quilates é usado em joalheria.

▲ Sino de bronze.

▲ Torneira de latão.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5.4 Propriedades das substâncias metálicas

- **Brilho característico**. Se polidos, os metais refletem muito bem a luz. Essa propriedade é fácil de ver, por exemplo, em bandejas e espelhos de prata.
- **Alta condutividade térmica e elétrica**. São propriedades que se devem aos elétrons livres. Seu movimento ordenado constitui a corrente elétrica e sua agitação permite a rápida propagação do calor através dos metais.
- **Altos pontos de fusão e de ebulição**. Em geral, são características dos metais (embora haja exceções, como mercúrio, PF = −39 °C; gálio, PF = 30 °C; e potássio, PF = 63 °C). Devido a essa propriedade e também à boa condutividade térmica, alguns metais são usados em panelas e em radiadores de automóveis.
- **Maleabilidade**. Metais são muito maleáveis, ou seja, fáceis de transformar em lâminas. O metal mais maleável é o ouro, que permite obter as lâminas mais finas (com espessuras da ordem de até 0,00001 cm!).
- **Ductibilidade**. Metais também são muito dúcteis, isto é, fáceis de transformar em fios. O ouro é também o mais dúctil dos metais, permitindo que se obtenham fios finíssimos (1 g fornece 2.000 m de fio!).
- **Resistência à tração**. O ferro, sob a forma de aço, é um exemplo de metal que apresenta grande resistência à tração. Isso significa que, quando se tenta esticar um cabo ou uma barra de ferro, eles suportam uma força muito grande, e só arrebentam se a força ultrapassar determinado valor. Essa propriedade permite sua utilização em cabos de elevadores e em construção civil, na mistura com o concreto, formando o chamado **concreto armado**.

6 Comparando as substâncias iônicas, moleculares e metálicas

Ao final deste capítulo, tendo estudado os tipos de ligação química interatômica (iônica, covalente e metálica), é importante que você tenha uma visão geral a respeito do assunto, conforme está resumido na tabela 4.

TABELA 4 Principais propriedades das substâncias estudadas neste capítulo

Substância	Pontos de fusão e de ebulição geralmente	Estado físico nas condições ambientes	Conduz corrente elétrica no:	
			estado sólido?	estado líquido?
Iônica	Altos	Sólido	Não	Sim
Molecular	Baixos	Sólido, líquido ou gasoso	Não	Não
Metálica	Altos	Sólido*	Sim	Sim

* Exceção relevante é o mercúrio (Hg), que é líquido.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

42. (Fatec-SP) A condutibilidade elétrica dos metais é explicada admitindo-se:
a) ruptura de ligações iônicas.
b) ruptura de ligações covalentes.
c) existência de prótons livres.
d) existência de elétrons livres.
e) existência de nêutrons livres.

43. (Cesgranrio-RJ) O bário é um metal utilizado em velas para motores, em pigmento para papel e em fogos de artifício. A respeito de algumas características do bário, escolha a opção incorreta.
a) Tem altos pontos de fusão e de ebulição.
b) Conduz bem a corrente elétrica no estado sólido.
c) Forma composto iônico quando se liga ao flúor.
d) Pertence à família dos metais alcalino-terrosos.
e) Tende a receber 2 elétrons quando se liga ao oxigênio.

44. (UFRN) A ligação entre átomos de elementos de transição é:
a) iônica.
b) covalente.
c) metálica.
d) coordenada.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

45. (UFC-CE) O aço comum é uma liga de:

a) C + Zn
b) Cu + Zn
c) Fe + Aℓ
d) Fe + C
e) Fe + Cu

46. (Cefet-PR) Analise as afirmações a seguir:

I. O metal X é leve, sofre pouca corrosão e é bastante utilizado na construção civil (portões, esquadrias) e na fabricação de aeronaves (ligas leves).

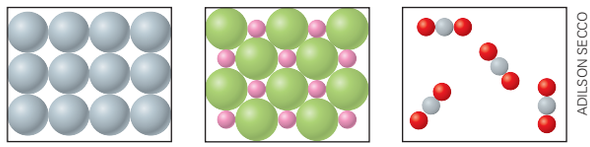
II. O metal Y forma com o estanho uma liga denominada bronze, muito utilizada na fabricação de monumentos.

III. O metal Z de elevado ponto de fusão é frequentemente utilizado em filamentos de lâmpadas incandescentes.

Tais metais são, na ordem:

a) estanho, cromo, platina.
b) zinco, tungstênio, chumbo.
c) cobre, estanho, ouro.
d) alumínio, cobre, tungstênio.
e) estanho, alumínio, cobre.

47. (Fuvest-SP) As figuras a seguir representam, esquematicamente, estruturas de diferentes substâncias, à temperatura ambiente:



ADILSON SECCO

Sendo assim, as figuras I, II e III podem representar, respectivamente,

a) cloreto de sódio, dióxido de carbono e ferro.
b) cloreto de sódio, ferro e dióxido de carbono.
c) dióxido de carbono, ferro e cloreto de sódio.
d) ferro, cloreto de sódio e dióxido de carbono.
e) ferro, dióxido de carbono e cloreto de sódio.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

48. (UnB-DF) Com o auxílio da tabela periódica, julgue os itens a seguir em certos ou errados.

1. De acordo com o modelo atômico de Dalton, uma lâmina de aço, ao ser infinitamente dividida, produz elétrons, nêutrons e prótons.
2. O estanho apresenta dois elétrons na sua camada de valência.
3. Na formação do metal utilizado na fabricação de latas, a estabilidade das ligações entre os átomos de ferro pode ser explicada pela teoria do octeto.
4. Maleabilidade é uma propriedade fundamental dos metais, que justifica a sua aplicação na confecção de embalagens.

49. (PUC-MG) As propriedades ductilidade, maleabilidade, brilho e condutividade elétrica caracterizam:

a) cloreto de potássio e alumínio.
b) cobre e prata.
c) talco e mercúrio.
d) grafita e diamante.
e) aço e P.V.C.

50. (UFRRJ) As ligas metálicas são formadas pela união de dois ou mais metais, ou, ainda, por uma união entre metais, ametais e semimetais. Relacionando cada tipo de liga com as composições dadas

LIGA

(I) Aço
(II) Ouro 18 quilates
(III) Bronze
(IV) Latão

COMPOSIÇÃO

(a) Cu 67% Zn 33%
(b) Cu 90% Sn 10%
(c) Fe 98,5% C 0,5 a 1,5% Traços Si, S e P
(d) Au 75% Cu 12,5% Ag 12,5%

pode-se afirmar que a única correlação correta entre liga e composição encontra-se na opção:

a) I b; II c; III a; IV d.
b) I c; II b; III d; IV a.
c) I a; II b; III c; IV d.
d) I c; II d; III b; IV a.
e) I d; II a; III c; IV b.

51. (FUERN) As fórmulas Fe, KF e F_2 representam, respectivamente, substâncias com ligações químicas dos tipos:

a) metálica, covalente e iônica.
b) iônica, metálica e metálica.
c) covalente, covalente e metálica.
d) metálica, iônica e covalente.
e) iônica, iônica e covalente.

Exercício Resolvido

52. Ouro (Au) e iodo (I_2) são substâncias sólidas nas condições ambiente. Comparando o tipo de ligação química existente em cada uma, é possível prever qual apresenta maior ponto de fusão. Diga qual é e explique como chegou a essa conclusão.

Resolução

O ouro é substância **metálica** e o iodo é substância **molecular**. Espera-se, portanto, que o ouro apresente maior ponto de fusão.

▲ **COMENTÁRIO:**

Apenas para ilustrar a previsão feita, o ponto de fusão do ouro é 1.064 °C e o do iodo é 114 °C.

53. Comparando as substâncias de fórmulas HBr e KBr é possível prever qual apresenta maior ponto de fusão. Diga qual é e explique como chegou a essa conclusão.

54. Considere as seguintes substâncias:

- Oxigênio (O_2)
- Platina (Pt)
- Cloreto de sódio ($NaC\ell$)
- Cloreto de hidrogênio ($HC\ell$)
- Óxido de sódio (Na_2O)
- Zinco (Zn)

Sobre elas, responda às perguntas.

a) Quais delas são *iônicas*?
b) Quais delas são *moleculares*?
c) Quais delas são *metálicas*?
d) Quais delas são **certamente** sólidas nas condições ambiente?
e) Sabe-se que **duas** dessas substâncias são gasosas nas condições ambiente. Quais são?
f) Quais delas conduzem corrente elétrica no estado sólido?
g) Quais delas não conduzem corrente elétrica no estado sólido, mas conduzem quando no estado líquido (fundidas, derretidas)?
h) Quais delas não conduzem corrente elétrica no estado sólido nem no estado líquido?

55. (UFF-RJ) Os compostos SiH_4, PH_3, CS_2 e SO_3 possuem uma característica em comum. Indique a opção que identifica esta característica:

a) brilho metálico.
b) elevado ponto de ebulição.
c) capacidade de conduzir eletricidade.
d) elevada dureza.
e) baixo ponto de fusão.

56. (UFU-MG) Entre as substâncias simples puras constituídas por átomos de S, As, Cd, I e Br, a que deve conduzir melhor a corrente elétrica é a substância:

a) enxofre.
b) arsênio.
c) cádmio.
d) iodo.
e) bromo.

57. (PUC-SP) Analise as propriedades físicas na tabela a seguir.

Amostra	Ponto de fusão	Ponto de ebulição	Condução de corrente elétrica	
			a 25 °C	1.000 °C
A	801 °C	1.413 °C	isolante	condutor
B	43 °C	182 °C	isolante	—
C	1.535 °C	2.760 °C	condutor	condutor
D	1.284 °C	2.250 °C	isolante	isolante

Segundo os modelos de ligação química, A, B, C e D podem ser classificados, respectivamente, como:

a) composto iônico, metal, substância molecular, metal.
b) metal, composto iônico, composto iônico, substância molecular.
c) composto iônico, substância molecular, metal, metal.
d) substância molecular, composto iônico, composto iônico, metal.
e) composto iônico, substância molecular, metal, composto iônico.

58. (UFSCar-SP) Considere os seguintes dados obtidos sobre propriedades de amostras de alguns materiais.

Material	Massa (g)	Volume (mL, a 20 °C)	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
X	115	100	80	218
Y	174	100	650	1.120
Z	0,13	100	−219	−183
T	74	100	−57 a −51	115 a 120
W	100	100	0	100

Com respeito a estes materiais, pode-se afirmar que:

a) a 20 °C, os materiais X e Y estão no estado líquido.
b) a 20 °C, apenas o material Z está no estado gasoso.
c) os materiais Z, T e W são substâncias.
d) os materiais Y e T são misturas.
e) se o material Y não for solúvel em W, então ele deverá flutuar se for adicionado a um recipiente contendo o material W, ambos a 20 °C.

59. (Cefet-AL) O bócio é uma doença ocasionada pelo aumento da glândula tireoide e está associada diretamente à falta de iodo (na forma de iodeto) na alimentação. Para reduzir os casos da doença é adicionado iodeto de sódio (NaI) ou iodeto de potássio (KI) ao sal de cozinha. O tipo de ligação química observada entre os átomos nesses dois compostos é:

a) Iônica.
b) Covalente.
c) Metálica.
d) Ponte de hidrogênio.
e) Força de van der Waals.

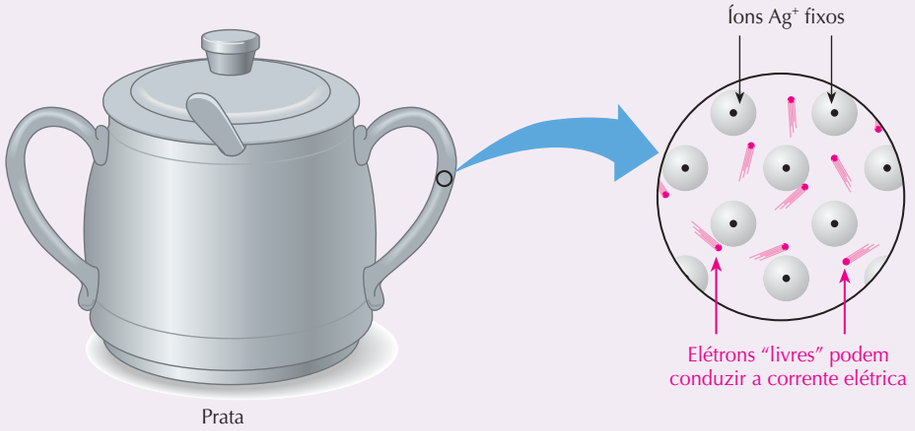
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Informe-se sobre a Química

Por que algumas substâncias conduzem corrente elétrica e outras não?

Vamos, agora, explicar a diferença no comportamento dos três tipos de substância (metálica, molecular e iônica) quanto à condutividade elétrica.

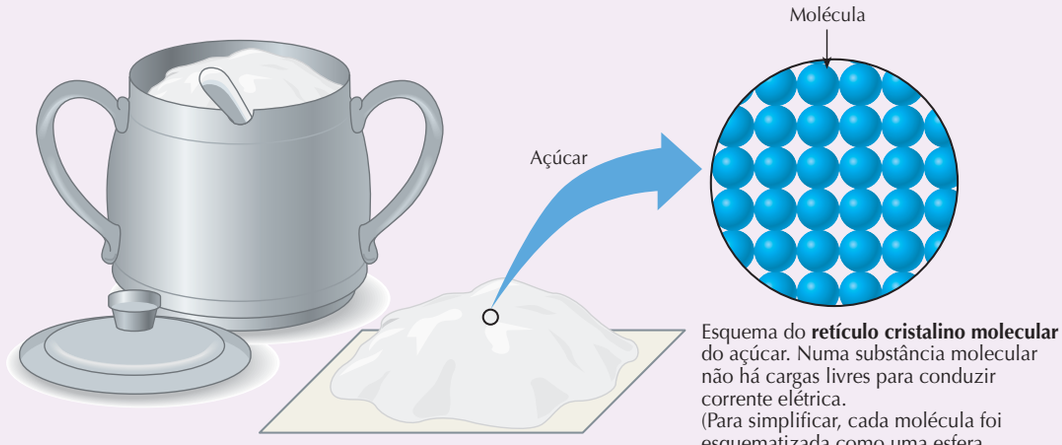
As **substâncias metálicas** conduzem corrente elétrica no estado sólido graças a seus elétrons livres. Quando passam para o estado líquido (isto é, são fundidas, derretidas, sofrem fusão), os elétrons continuam livres para conduzir corrente elétrica.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Retículo cristalino metálico da prata. (Representação esquemática, fora de proporção e em cores fantasiosas.)

Moléculas não possuem carga elétrica total, ou seja, são eletricamente neutras. Assim, as **substâncias moleculares** não apresentam cargas livres e, portanto, são incapazes de conduzir corrente elétrica*.



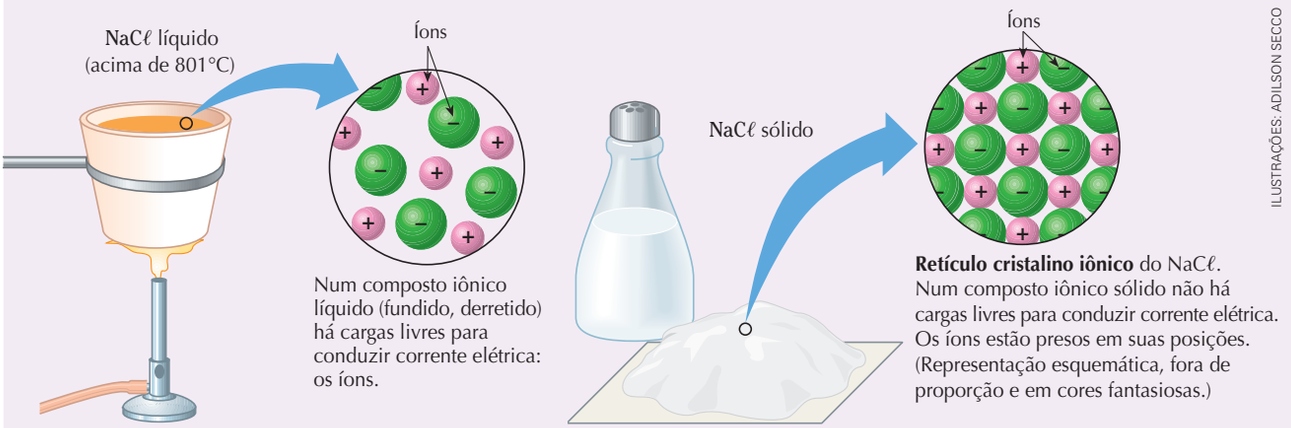
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Esquema do **retículo cristalino molecular** do açúcar. Numa substância molecular não há cargas livres para conduzir corrente elétrica.
(Para simplificar, cada molécula foi esquematizada como uma esfera. Átomos individuais não foram representados. Cores fantasiosas.)

Íons são entidades possuidoras de carga elétrica, isto é, não são eletricamente neutros. **Substâncias iônicas** conduzem eletricidade no estado líquido, pois, nessas circunstâncias, os íons que as constituem não estão presos num retículo cristalino, mas livres para se movimentarem. No estado sólido, ao contrário, as substâncias iônicas não conduzem a corrente elétrica porque os íons não se encontram livres para se movimentarem. No estado sólido, esses íons estão presos ("travados" no lugar), formando o retículo cristalino iônico, como mostra a figura a seguir.

* Exceção a isso é se a substância molecular estiver no estado gasoso **e** a uma pressão muito baixa **e** submetida a uma voltagem muito alta, assunto que não será discutido aqui.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Retículo cristalino iônico do NaCℓ. Num composto iônico sólido não há cargas livres para conduzir corrente elétrica. Os íons estão presos em suas posições. (Representação esquemática, fora de proporção e em cores fantasiosas.)

Você entendeu a leitura?

Responda em seu caderno

1. Sabe-se que o cloreto de bário:
- é um sólido branco nas condições ambiente;
- conduz corrente elétrica quando derretido;
- não conduz corrente elétrica quando sólido.

Essa substância é iônica, molecular ou metálica? Justifique.

2. Os químicos determinam que o pentano:
- é um líquido incolor nas condições ambiente;
- não conduz corrente elétrica no estado líquido;
- não conduz corrente elétrica quando solidificado.

Essa substância é iônica, molecular ou metálica? Justifique.

3. Estudos revelaram que o paládio:
- é sólido nas condições ambiente;
- conduz corrente elétrica quando sólido;
- conduz corrente elétrica quando derretido.

Essa substância é iônica, molecular ou metálica? Justifique.

4. Considere as seguintes substâncias:
- Ferro (Fe)
- Cloreto de potássio (KCℓ)
- Cloreto de hidrogênio (HCℓ)
- Água (H_2O)
- Fluoreto de hidrogênio (HF)
- Níquel (Ni)
- Óxido de alumínio ($A\ell_2O_3$)
- Oxigênio (O_2)
- Óxido de sódio (Na_2O)

Sobre elas, responda às perguntas.

a) Quais delas são *iônicas*?

b) Quais delas são *moleculares*?

c) Quais delas são *metálicas*?

d) Quais delas são **certamente** sólidas nas condições ambiente?

e) Sabe-se que **três** dessas substâncias são gasosas nas condições ambiente. Quais são?

f) Quais delas conduzem corrente elétrica no estado sólido?

g) Quais delas não conduzem corrente elétrica no estado sólido, mas conduzem quando no estado líquido (fundidas, derretidas)?

h) Quais delas não conduzem corrente elétrica no estado sólido nem no estado líquido?

5. Relacione algumas substâncias presentes em sua casa e anote em seu caderno algumas que conduzem corrente elétrica e outras que não conduzem.

Cite algumas de suas aplicações.

• ATENÇÃO

Nenhum experimento deve ser feito por conta própria!

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

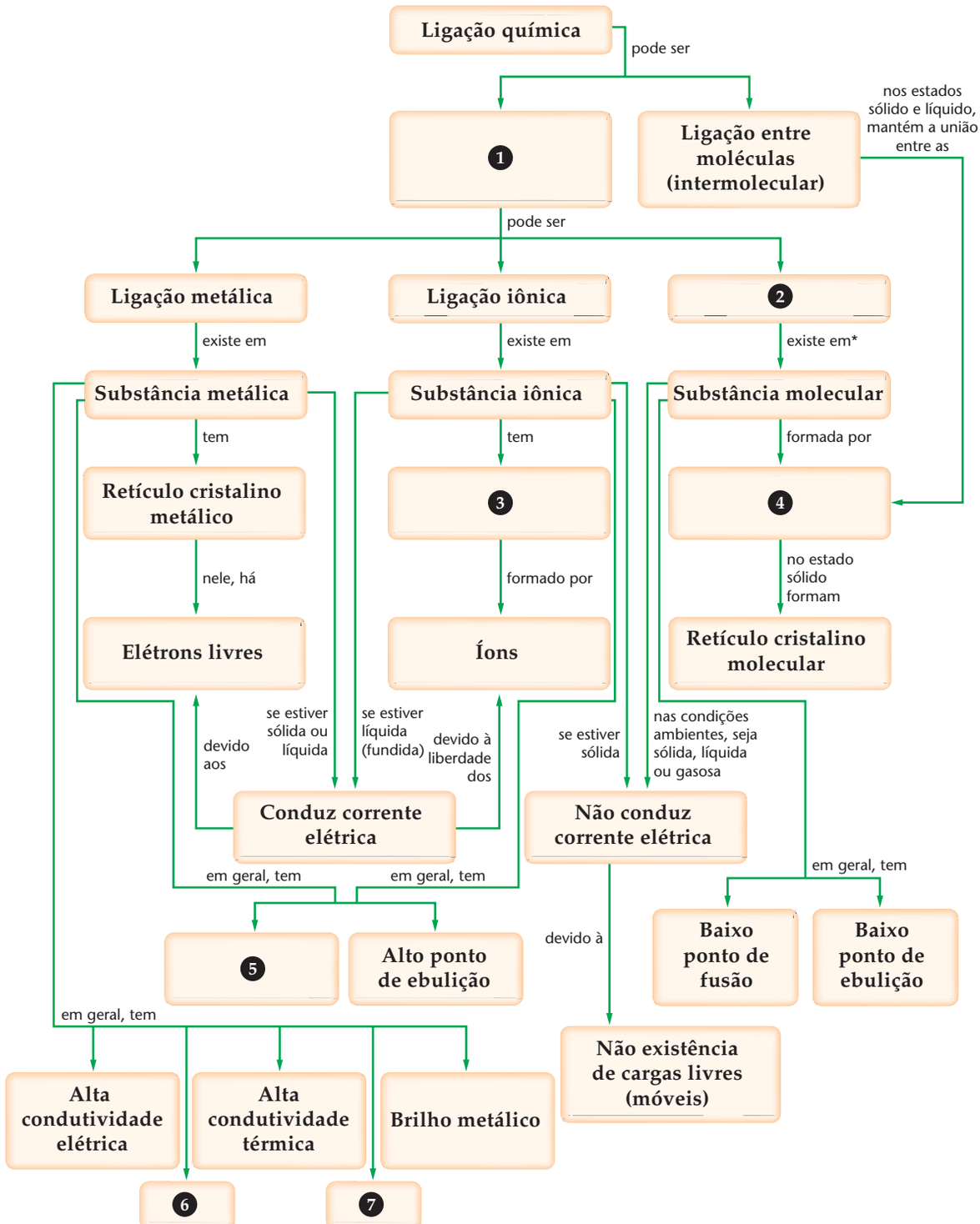
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – LIGAÇÕES INTERATÔMICAS

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



* Essa ligação também existe em substâncias macromoleculares (por exemplo, diamante, grafite, fósforo vermelho, polímeros) e em íons poliatômicos, tais como NO_3^-, SO_4^{2-}, CO_3^{2-} e PO_4^{3-} (estudados no capítulo 11).

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 9

Geometria molecular e ligações químicas intermoleculares

BRIAN HAGIWARA/FOODPIX/GETTY IMAGES

PAUL POPLIS/FOODPIX/GETTY IMAGES

▲ O que faz um suculento molho de tomate aderir aos fios de um delicioso macarrão? A resposta é um dos temas deste capítulo: **interações intermoleculares**.

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Principais geometrias moleculares*
- ✔ *Modelo da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (modelo VSEPR)*
- ✔ *Polaridade de ligações*
- ✔ *Polaridade de moléculas*
- ✔ *Polaridade e solubilidade*
- ✔ *Ligações intermoleculares*
- ✔ *Principais fatores que influenciam o ponto de ebulição de uma substância molecular*

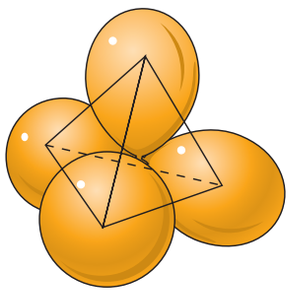
O que você pensa a respeito?

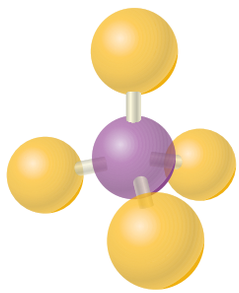
Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- ligações iônicas
- ligações covalentes
- ligações metálicas
- geometria molecular
- repulsão de pares de elétrons
- ângulos de ligação





ILUSTRAÇÕES ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Qual é a explicação para a atuação das colas e outros materiais adesivos? Essa é, certamente, uma pergunta que deixa muitas pessoas intrigadas. A resposta, que veremos neste capítulo, tem a ver com as ligações intermoleculares.

Vimos no capítulo anterior que os átomos frequentemente se unem, originando grande variedade de substâncias. A união entre os átomos pode ser iônica, covalente ou metálica. Também naquele capítulo, conhecemos as principais propriedades das substâncias em que há tais ligações, isto é, conhecemos as propriedades das substâncias iônicas, das moleculares e das metálicas.

As substâncias moleculares, quando estão nos estados sólido ou líquido, apresentam as moléculas relativamente próximas (muito mais próximas do que quando estão no estado gasoso) e essa proximidade se deve às interações entre as moléculas, que as mantêm unidas.

A união entre as moléculas, cientificamente denominada **ligação intermolecular**, é objeto de estudo neste capítulo. Conheceremos os diferentes tipos dessas ligações, como dependem da estrutura molecular e como influenciam o ponto de ebulição da substância.

Antes, porém, de estudar essas ligações, precisaremos conhecer um pouco sobre a **geometria molecular**, conceito relacionado à distribuição espacial dos núcleos dos átomos que compõem a molécula. Empregando o conceito de **eletronegatividade**, também apresentado neste capítulo, conheceremos o que é uma ligação **covalente polar** e o que é uma ligação **covalente apolar**.

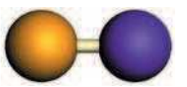
A seguir, compreendidos os conceitos de geometria molecular e de polaridade de ligação, o estudante poderá aprender a distinção entre **molécula polar** e **molécula apolar** e estará, então, apto a conhecer as ligações intermoleculares.

1 Geometria molecular

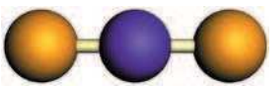
1.1 O que é geometria molecular?

Quando átomos de não metais se unem, eles o fazem por meio de uma ou mais ligações covalentes (capítulo 8). Como consequência dessa união, surgem as moléculas com dois ou mais átomos.

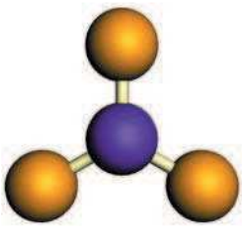
A **geometria molecular** descreve como os núcleos dos átomos que constituem a molécula estão posicionados uns em relação aos outros. As geometrias moleculares mais importantes, que serão objeto de nosso estudo neste capítulo, são mostradas a seguir. Nesses modelos cada bolinha representa um átomo e cada vareta representa uma ou mais ligações covalentes.



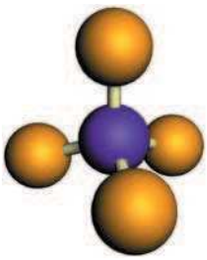
Linear



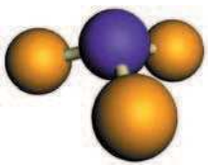
Linear



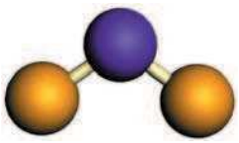
Trigonal plana



Tetraédrica



Piramidal



Angular

ILUSTRAÇÕES DOS AUTORES

Por meio de técnicas avançadas, os químicos determinaram a geometria de várias moléculas.

Alguns exemplos são:

- $HC\ell$ — linear
- CO_2 — linear
- CH_2O — trigonal plana
- SO_2 — angular
- CH_4 — tetraédrica
- NH_3 — piramidal
- H_2O — angular

Como podemos prever a geometria de uma molécula? Existe um método relativamente moderno, elaborado pelos químicos ingleses Nevil Sidgwick e Herbert Powell e aperfeiçoado e divulgado pelo canadense Ronald Gillespie.

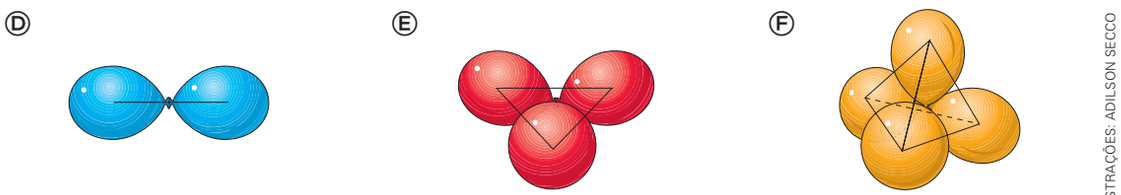
Trata-se do modelo da **repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência** (às vezes abreviado pela sigla de origem inglesa VSEPR, de *valence-shell electron-pair repulsion*).

1.2 Modelo da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência (VSEPR)

Imagine que enchêssemos dois balões de gás ("bexigas" usadas em festas infantis), os amarrássemos pela boca e os soltássemos sobre o chão. Em que disposição geométrica eles iriam cair? E se repetíssemos esse procedimento usando três e quatro balões?

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Perceba, pelas imagens Ⓐ, Ⓑ e Ⓒ, que os balões se afastam o máximo possível uns dos outros. Unindo os seus centros imaginários, conseguiríamos um segmento de linha reta (veja a ilustração Ⓓ), um triângulo equilátero (ilustração Ⓔ) e um tetraedro (ilustração Ⓕ).



Segmento de reta | Triângulo equilátero | Tetraedro

Do mesmo modo que os balões, os pares de elétrons que formam as ligações também afastam-se ao máximo uns dos outros, pois repelem-se mutuamente.

Os balões representam os pares de elétrons ao redor do átomo central. Devido à repulsão entre os elétrons, se houver dois pares de elétrons ao redor do átomo central, eles tenderão a ficar em lados opostos. Se forem três pares, eles terão as posições dos vértices de um triângulo equilátero. Se forem quatro, estarão direcionados para os vértices de um tetraedro.

Para determinar a geometria de uma molécula, o modelo da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência propõe uma **sequência de passos** que leva em conta as ideias que acabamos de expor:

1º) Escreva a **fórmula eletrônica** da substância e conte **quantos "pares de elétrons" existem ao redor do átomo central**. Entenda por "par de elétrons":
- ligação covalente, seja ela simples, dupla ou tripla;
- par de elétrons não usado em ligação.

2º) Escolha a **disposição geométrica** que distribua esses "pares de elétrons", assegurando a **máxima distância** entre eles:

Número de "pares de elétrons"	**2**	**3**	**4**
Distribuição escolhida	Segmento de reta	Triângulo equilátero	Tetraedro

3º) Determine a geometria molecular, **considerando apenas os átomos unidos ao átomo central**. Apesar de serem os pares de elétrons que determinam a distribuição geométrica ao redor do átomo central, a geometria molecular é uma expressão da posição relativa dos núcleos dos átomos nela presentes. Assim, neste terceiro passo, consideramos apenas os átomos unidos ao átomo central (e ignoramos, portanto, os pares de elétrons não usados em ligações).

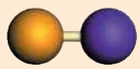
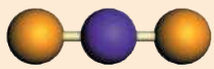
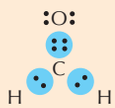
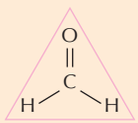
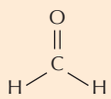
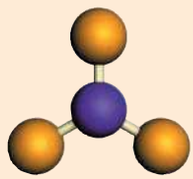
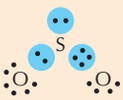
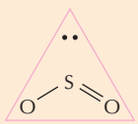
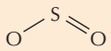
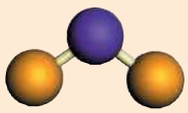
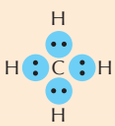
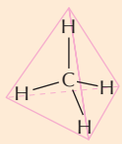
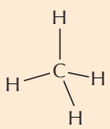
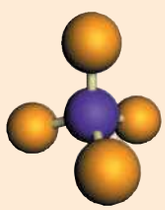
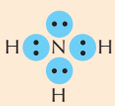
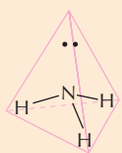
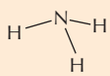
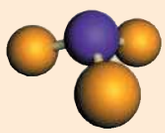
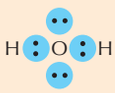
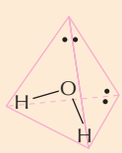
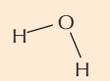
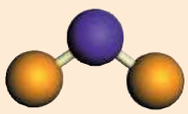
Note bem

Ao usar o modelo VSEPR, as ligações simples, duplas ou triplas são **indistintamente** tratadas como um conjunto de elétrons que se afasta ao máximo de outras ligações e também de pares de elétrons não usados em ligação.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Analise com atenção os exemplos mostrados na tabela 1 abaixo. No caso de uma **molécula biatômica**, isto é, formada apenas por dois átomos, a geometria é **necessariamente linear**, pois não há outro arranjo possível.

TABELA 1 **Exemplos de aplicação do modelo da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência**

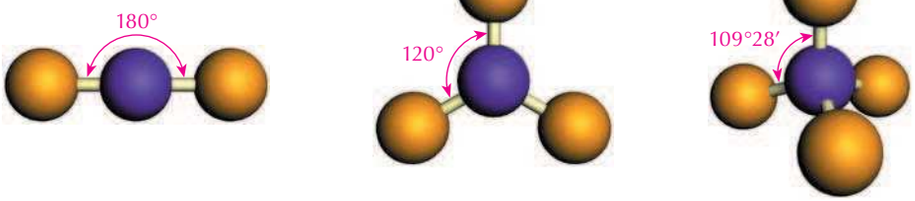
1º passo Fórmula eletrônica	2º passo Distribuição dos "pares" de elétrons	3º passo Determinação da geometria molecular	Modelo molecular
	Toda molécula biatômica é linear	H—Cℓ Linear	
 2 "pares"	O=C=O Segmento de reta	O=C=O Linear	
 3 "pares"	 Triângulo equilátero	 Trigonal plana	
 3 "pares"	 Triângulo equilátero	 Angular	
 4 "pares"	 Tetraedro	 Tetraédrica	
 4 "pares"	 Tetraedro	 Piramidal	
 4 "pares"	 Tetraedro	 Angular	

ILUSTRAÇÕES DOS AUTORES

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Em geometria molecular, é muito aplicada a expressão **ângulo de ligação**. Por exemplo, nas moléculas lineares CO_2 e BeF_2 ele vale 180°; na trigonal BF_3, vale 120°; e nas tetraédricas CH_4 e $CC\ell_4$, vale 109°28′.

ILUSTRAÇÕES DOS AUTORES



Linear | Trigonal plana | Tetraédrica

Na água (angular) e na amônia (piramidal), os ângulos entre as ligações valem, respectivamente, 104,5° e 107°. O fato de esses ângulos serem menores do que 109°28′ é explicado pela acentuada repulsão que existe entre os pares de elétrons não compartilhados.

BIBLIOTECA NACIONAL, CANADÁ

▲ Ronald J. Gillespie, cientista que contribuiu para facilitar o entendimento da geometria molecular por meio do modelo da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência. Foto extraída de *"Atoms, Molecules and Reactions"*, 1994.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

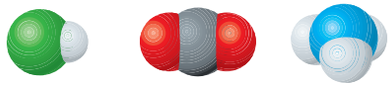
A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

ADILSON SECCO

1. (UFPA) Dadas as moléculas dióxido de carbono (CO_2), acetileno (C_2H_2), água (H_2O), ácido clorídrico ($HC\ell$) e monóxido de carbono (CO), o número de moléculas lineares é:

a) 1 **b)** 2 **c)** 3 **d)** 4 **e)** 5

2. (Fuvest-SP) Os desenhos são representações de moléculas em que se procura manter proporções corretas entre raios atômicos e distâncias internucleares.



I II III

Os desenhos podem representar, respectivamente, moléculas de:

a) oxigênio, água e metano.
b) cloreto de hidrogênio, amônia e água.
c) monóxido de carbono, dióxido de carbono e ozônio.
d) cloreto de hidrogênio, dióxido de carbono e amônia.
e) monóxido de carbono, oxigênio e ozônio.

3. (UFPI) No espaço entre as estrelas, em nossa galáxia, foram localizadas, além do H_2, pequenas moléculas, tais como H_2O, HCN, CH_2O, H_2S e NH_3. Determine a que apresenta geometria trigonal planar.

a) CH_2O **b)** HCN **c)** H_2O **d)** H_2S **e)** NH_3

4. (UFRGS-RS) Associe as fórmulas das substâncias abaixo com as geometrias moleculares correspondentes.

- SO_3
- CO_2
- H_2S

1 — linear
2 — angular
3 — piramidal
4 — trigonal plana

A sequência correta do preenchimento da coluna da esquerda, de cima para baixo, é:

a) 1 – 2 – 3 **d)** 4 – 2 – 1
b) 3 – 1 – 2 **e)** 4 – 1 – 2
c) 3 – 2 – 1

5. (UFSM-RS) Determine a alternativa que apresenta APENAS moléculas contendo geometria piramidal.

a) BF_3 – SO_3 – CH_4 **d)** $POC\ell_2$ – NH_3 – CH_4
b) SO_3 – PH_3 – $CHC\ell_3$ **e)** PH_3 – $NC\ell_3$ – $PHC\ell_2$
c) $NC\ell_3$ – $CF_2C\ell_2$ – BF_3

6. (PUC-MG) Sejam todas as seguintes moléculas: H_2O, BeH_2, $BC\ell_3$ e $CC\ell_4$. As configurações espaciais dessas moléculas são, respectivamente:

a) angular, linear, trigonal, tetraédrica.
b) angular, trigonal, linear, tetraédrica.
c) angular, linear, piramidal, tetraédrica.
d) trigonal, linear, angular, tetraédrica.

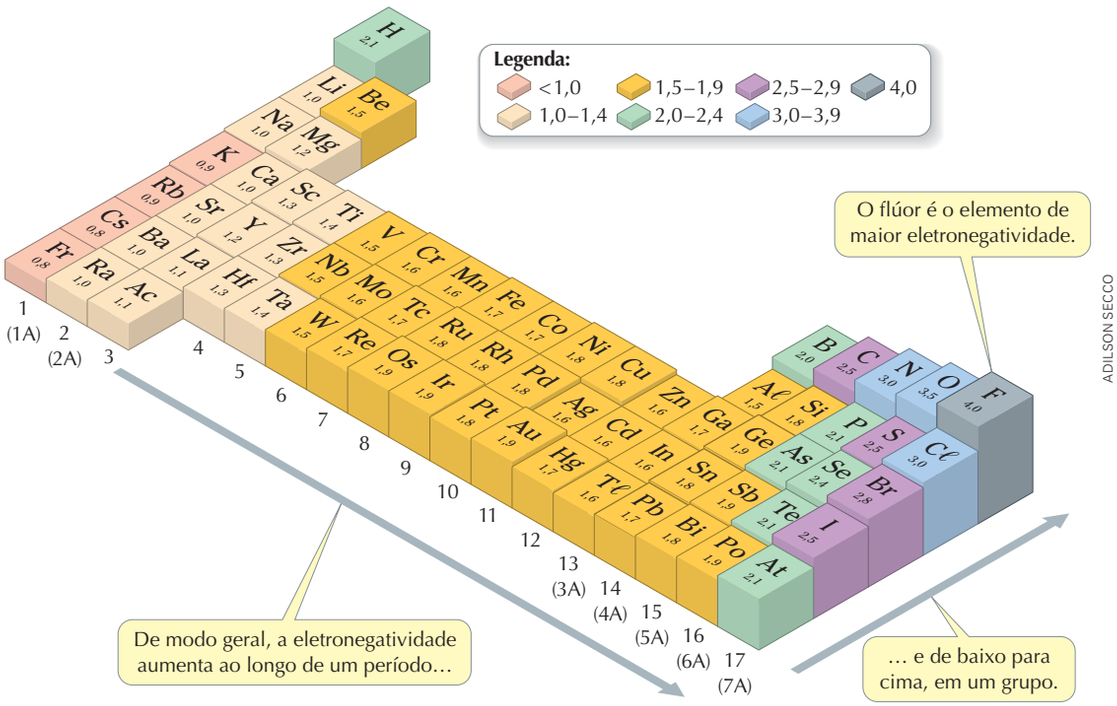
2 Polaridade de ligações

2.1 Eletronegatividade

Denomina-se **eletronegatividade** a tendência que o átomo de um determinado elemento apresenta para atrair elétrons, num contexto em que se acha ligado a outro(s) átomo(s). Embora essa atração se dê sobre todo o ambiente eletrônico que circunda o núcleo do átomo, é de particular interesse a atração que ele exerce sobre os elétrons envolvidos na ligação química.

Há várias décadas os químicos se preocupam em estabelecer escalas numéricas para expressar a eletronegatividade. Entre as muitas escalas existentes, a mais conhecida é a que foi elaborada pelo químico estadunidense Linus Pauling, que aparece na tabela a seguir:

VALORES DE ELETRONEGATIVIDADE



ADILSON SECCO

▲ Esses valores são fundamentalmente os propostos por Pauling, com algumas correções mais recentes.

Fonte: MOORE, J. W. et al. *Chemistry*; the Molecular Science. 2. ed. Belmont: Thomson-Brooks/Cole, 2005. p. 355.

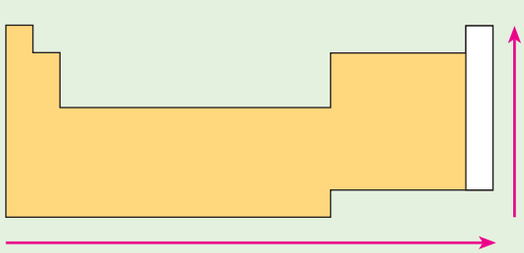
A partir desses valores podemos construir uma fila com alguns dos elementos que aparecem frequentemente no estudo da Química:

$$F > O > N \simeq C\ell > Br > I \simeq S \simeq C > P \simeq H > \text{metais}$$

Sentido crescente de eletronegatividade

Alguns autores utilizam a palavra **eletropositividade** para se referir ao **oposto da eletronegatividade**. Assim, podemos dizer que ter alta eletronegatividade significa ter baixa eletropositividade, e vice-versa.

A ELETRONEGATIVIDADE É UMA PROPRIEDADE PERIÓDICA



ADILSON SECCO

2.2 Ligações polares e ligações apolares

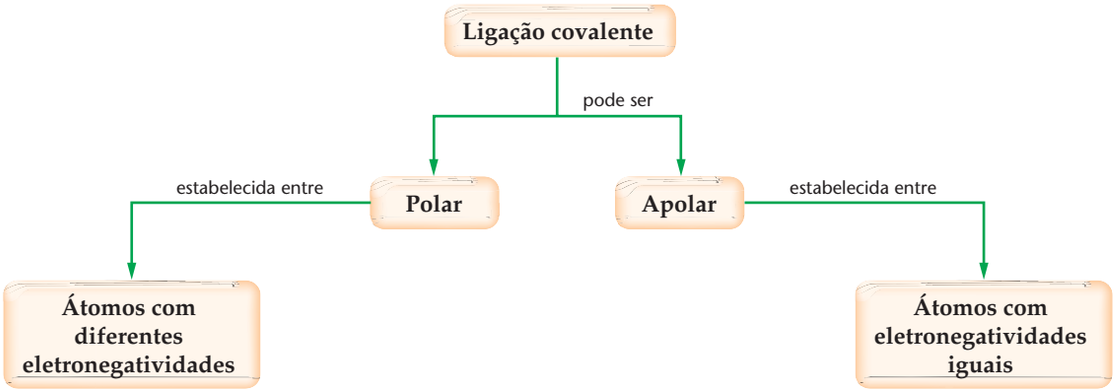
Considere uma molécula de HF. O par de elétrons compartilhado não é atraído igualmente por ambos os átomos, uma vez que o flúor é mais eletronegativo que o hidrogênio. Embora o par de elétrons esteja sendo compartilhado, ele se encontra mais deslocado no sentido do flúor. Dizemos que no flúor aparece uma **carga parcial negativa** (simbolizada por δ−) e no hidrogênio uma **carga parcial positiva** (simbolizada por δ+). A ligação entre H e F é chamada de **ligação covalente polar**, pois nela existem dois polos elétricos, um negativo e outro positivo.

> Uma ligação covalente será **polar** sempre que os dois átomos que estabelecem essa ligação covalente possuírem **diferentes eletronegatividades**.

Considere, agora, o caso da molécula de H_2. Como ambos os átomos nela presentes possuem a mesma eletronegatividade, não há polarização da ligação e dizemos que se trata de uma **ligação covalente apolar**.

δ+ δ−
H — F
ligação covalente polar

H — H
ligação covalente apolar

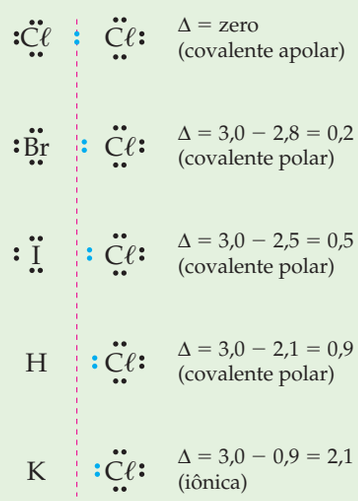


LIGAÇÃO IÔNICA *VERSUS* LIGAÇÃO COVALENTE

Veja as ligações esquematizadas ao lado, cada qual acompanhada do respectivo valor de diferença (Δ) entre as eletronegatividades de ambos os átomos. À medida que a diferença de eletronegatividade aumenta, os elétrons passam a ser cada vez mais predominantemente atraídos por um dos átomos.

Assim, **a ligação iônica pode ser encarada como um caso extremo da ligação covalente polar, em que a diferença de eletronegatividade é tão grande que o elétron é transferido de um átomo para outro em vez de ser compartilhado por ambos.**

A fronteira entre a ligação covalente e a iônica não é algo extremamente claro e bem-definido. De modo geral, pode-se considerar que valores de Δ acima de 2 indicam ligação com forte caráter iônico. E valores abaixo de 1,5 indicam ligação com caráter predominantemente covalente.



Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

7. (Ufac) As espécies químicas a seguir apresentam, respectivamente, ligações:

O_2 (g), NaCℓ (s), HCℓ (g) e Aℓ (s)

a) covalente apolar, iônica, covalente polar e metálica.
b) covalente apolar, covalente polar, iônica e metálica.
c) iônica, covalente apolar, covalente polar e metálica.
d) metálica, covalente polar, iônica e covalente apolar.
e) covalente polar, iônica, covalente apolar e metálica.

Resolução

- No O_2 há ligação **covalente apolar** (O é não metal; ambos os átomos ligados têm a mesma eletronegatividade).
- No NaCℓ há ligação **iônica** (Na é metal e Cℓ é não metal).
- No HCℓ há ligação **covalente polar** (H e Cℓ são não metais com diferentes valores de eletronegatividade).
- No Aℓ há ligação **metálica** (Aℓ é metal).

Alternativa **a**.

8. (UFPE) As ligações químicas nas substâncias K (s), HCℓ (g), KCℓ (s) e $C\ell_2$ (g) são, respectivamente:

a) metálica, covalente polar, iônica, covalente apolar.
b) iônica, covalente polar, metálica, covalente apolar.
c) covalente apolar, covalente polar, metálica, covalente apolar.
d) metálica, covalente apolar, iônica, covalente polar.
e) covalente apolar, covalente polar, iônica, metálica.

9. (UFPI) Qual o item que apresenta exemplos de ligação iônica, ligação covalente polar, ligação covalente apolar, nesta ordem?

a) HBr, H_2, Na_2SO_4
b) HI, O_2, AℓF_3
c) Na_3PO_4, P_4, HF
d) $CaC\ell_2$, HCℓ, N_2
e) S_8, N_2, HCℓ

10. (UFJF-MG) Nos pântanos e cemitérios, é comum ocorrer a formação de gás metano (CH_4), proveniente da decomposição de matéria orgânica. O metano pode reagir com o oxigênio do ar espontaneamente e formar luzes bruxuleantes, conhecidas como fogo-fátuo. Escolha a alternativa **CORRETA**:

a) O CH_4 é uma substância composta que contém ligações iônicas, e o oxigênio do ar é uma substância composta que contém ligações covalentes polares.
b) O CH_4 é uma substância composta que contém ligações covalentes, e o oxigênio do ar é uma substância simples que contém ligações covalentes apolares.
c) O CH_4 é uma substância simples que contém ligações iônicas, e o oxigênio do ar é uma substância simples que contém ligações covalentes polares.
d) O CH_4 é uma substância composta que contém ligações covalentes, e o oxigênio do ar é uma substância composta que contém ligações covalentes polares.
e) O CH_4 é uma substância simples que contém ligações covalentes, e o oxigênio do ar é uma substância composta que contém ligações iônicas.

11. (PUC-RS) Responder à questão com base na análise das fórmulas químicas abaixo:

I. O_2
II. CO_2
III. $MgC\ell_2$
IV. H_2O

É correto afirmar que a ligação química entre os átomos é exclusivamente do tipo covalente polar apenas nos compostos:

a) I e II
b) I e III
c) II e IV
d) I, III e IV
e) II, III e IV

12. (UFSM-RS) Julgue como verdadeira (V) ou falsa (F) cada uma das seguintes afirmativas:

- Em condições ambientes, os compostos iônicos são sólidos que têm pontos de fusão altos.
- Nos compostos covalentes, a ligação ocorre por compartilhamento de elétrons entre átomos.
- A condutividade elétrica dos metais se explica pela mobilidade dos elétrons na sua estrutura.
- As ligações iônicas ocorrem entre átomos de eletronegatividade semelhante.

A sequência correta é:

a) F – V – V – F.
b) F – F – F – V.
c) V – F – F – F.
d) F – V – F – V.
e) V – V – V – F.

13. (UFU-MG) Considere as afirmativas abaixo e escolha a alternativa **INCORRETA**.

a) As propriedades dos elementos são funções periódicas de seus números atômicos.
b) Um átomo de bromo, quando se torna um íon brometo, Br^-, tem seu tamanho aumentado.
c) Os íons Na^+ e F^- possuem a mesma estrutura eletrônica.
d) A eletronegatividade, em um mesmo período da tabela periódica, diminui à medida que o número atômico aumenta.

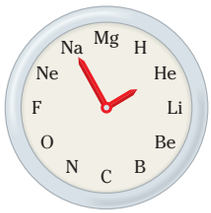
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

Com base nas informações a seguir, responda às questões 14 e 15.



ADILSON SECCO

Um professor decidiu decorar seu laboratório com um "relógio de Química" no qual, no lugar das horas, estivessem alguns elementos, dispostos de acordo com seus respectivos números atômicos, como mostra a figura.

14. (UFRJ) Indique a hora que o relógio do professor marca quando:

a) o ponteiro dos minutos aponta para o elemento de menor número atômico e o ponteiro das horas aponta para o elemento mais eletronegativo.

b) o ponteiro dos minutos aponta para o metal alcalino terroso de menor raio atômico e o ponteiro das horas aponta para o gás nobre do segundo período.

15. (UFRJ) Indique a fórmula e o tipo de ligação do composto eletricamente neutro que é formado quando o relógio do professor marca:

a) nove horas;

b) sete horas e cinco minutos.

16. (UFS-SE) A eletronegatividade de um elemento indica o poder de atração que um átomo desse elemento exerce sobre o par eletrônico da ligação da qual participa. As diferenças de eletronegatividade entre os átomos indicam o tipo de ligação entre tais átomos.

Elemento	Eletronegatividade
Li	1,0
Si	1,9
C	2,6
N	3,0
O	3,4

Com esses dados, conclui-se que a substância cujas ligações apresentam maior caráter iônico é:

a) SiO_2

b) CO

c) Li_2O

d) NO

e) O_2

17. (Cesgranrio-RJ) Arranje, em ordem crescente de caráter iônico, as seguintes ligações do Si: Si – C, Si – O, Si – Mg, Si – Br.

a) Si – Mg, Si – C, Si – Br, Si – O

b) Si – C, Si – O, Si – Mg, Si – Br

c) Si – C, Si – Mg, Si – O, Si – Br

d) Si – C, Si – O, Si – Br, Si – Mg

e) Si – O, Si – Br, Si – C, Si – Mg

18. (UFPE) A análise química de uma amostra de rocha do planeta Marte mostrou que a mesma é uma substância pura. Se dois elementos **A** e **B** dessa amostra apresentam eletronegatividades (escala de Pauling) de **0,8** e de **3,0**, respectivamente, podemos afirmar que:

a) Não existe ligação química entre os dois elementos da rocha, pois as eletronegatividades diferem bastante.

b) Existe ligação entre os dois elementos e ela deve ser iônica.

c) Existe ligação entre os dois elementos e ela deve ser covalente.

d) O elemento **A** está à direita do elemento **B** na tabela periódica.

e) A rocha é constituída por uma substância simples.

19. (UFRN) Gílson, estudando Química Geral, aprendeu que a posição de cada elemento na tabela periódica pode ser representada como um ponto (x, y) num gráfico de coordenadas (x = grupo, y = período). Na prova de Química, o professor solicitou que se correlacionassem as coordenadas dos pares de elementos, tabeladas a seguir, com o provável tipo de ligação resultante de suas combinações.

1º par	2º par	3º par	4º par
(11, 4) e (14, 5)	(15, 2) e (15, 2)	(2, 4) e (17, 3)	(14, 2) e (16, 2)

Na respectiva ordem dos pares de coordenadas citados, Gílson identificou corretamente que as ligações são do tipo:

a) metálica, covalente apolar, iônica, covalente polar.

b) iônica, covalente apolar, metálica, covalente polar.

c) metálica, covalente polar, iônica, covalente apolar.

d) covalente polar, iônica, covalente apolar, metálica.

20. (UFRJ) Reproduza os quadrinhos no seu caderno e preencha as quatro primeiras quadrículas com símbolos de elementos químicos.

				S
1	2	3	4	5

O elemento da quinta quadrícula é o enxofre. Os outros são:

Quadrícula 1:
o elemento de transição interna cuja configuração eletrônica é: $[Rn]\ 5f^2\ 6d^1\ 7s^2$.

Quadrícula 2:
o metal alcalino terroso com maior raio atômico.

Quadrícula 3:
o elemento do bloco s, do segundo período, com maior eletronegatividade.

Quadrícula 4:
o elemento do grupo 15 cujo estado físico de ocorrência natural é gasoso.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3 Polaridade de moléculas

Como já vimos, na molécula de HF ocorre o aparecimento de polos elétricos, e ela recebe o nome de **molécula polar**. A polarização da ligação apresenta uma direção, um sentido e uma intensidade (que depende da diferença de eletronegatividade Δ entre os átomos). Assim, podemos representar a polarização por um vetor.*

> **Vetor momento de dipolo** ou **momento dipolar** ($\vec{\mu}$) é aquele que representa a polarização de uma ligação covalente.

O vetor $\vec{\mu}$ possui a direção da reta que passa pelo núcleo dos átomos que tomam parte na ligação considerada e é orientado no sentido do polo positivo para o negativo. As ligações apolares possuem vetor momento de dipolo nulo ($\vec{\mu} = \vec{0}$).

No caso de moléculas com mais de dois átomos, a análise fica um pouco mais complicada porque cada ligação tem um vetor $\vec{\mu}$. Para saber se a molécula é polar ou apolar, devemos somar todos os vetores momento de dipolo de todas as ligações e concluir se o vetor resultante é nulo ou não.

> A polaridade de uma molécula com mais de dois átomos é expressa **pelo vetor momento de dipolo resultante** ($\vec{\mu}_R$). Se ele for nulo, a molécula será apolar e, caso contrário, polar.

SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Peter Debye (1884-1966), químico que se destacou pelo estudo das propriedades relativas à polaridade molecular. Recebeu o Prêmio Nobel em 1936. Foto de 1959.

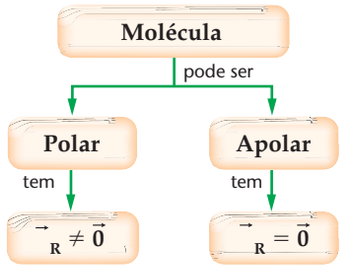
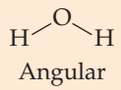
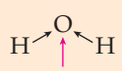
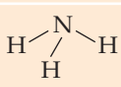
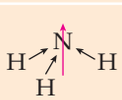
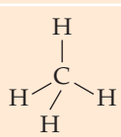
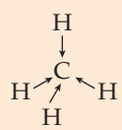


TABELA 2 Exemplos de moléculas apolares e de moléculas polares

Exemplo	Geometria	Momento dipolar resultante		Molécula
H_2 (gás hidrogênio)	H—H Linear	H—H	$\vec{\mu}_R = \vec{0}$	Apolar
HF (gás fluorídrico)	H—F Linear	H→F	$\vec{\mu}_R \neq \vec{0}$	Polar
CO_2 (gás carbônico)	O=C=O Linear	O←C→O	$\vec{\mu}_R = \vec{0}$ Vetores se cancelam	Apolar
HCN (gás cianídrico)	H—C≡N Linear	H→C→N	$\vec{\mu}_R \neq \vec{0}$ Vetores *não* se cancelam	Polar
H_2O (água)	 Angular		$\vec{\mu}_R \neq \vec{0}$ Vetores *não* se cancelam	Polar
NH_3 (amônia)	 Piramidal		$\vec{\mu}_R \neq \vec{0}$ Vetores *não* se cancelam	Polar
CH_4 (metano)	 Tetraédrica		$\vec{\mu}_R = \vec{0}$ Vetores se cancelam	Apolar

* Vetores são um dos assuntos do seu curso de Física. Consultando livros dessa disciplina (Física — Mecânica), você pode (e deve) aprender mais sobre vetores e soma de vetores.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

SÉRGIO DOTTA JR./CID

◀ Um filete de água corrente é atraído por um balão de borracha previamente eletrizado por atrito com o cabelo limpo e seco. Esse experimento evidencia que a molécula de água é polar.

UM MÉTODO MAIS SIMPLES: USO DA SIMETRIA

Existe um método mais simples para determinar se uma molécula é polar ou apolar, que se baseia na simetria do ambiente eletrônico que circunda o átomo central.

Apesar de ser de utilização mais simples, como você perceberá a seguir, esse método é relativamente **limitado a moléculas que apresentem um único átomo central ligado a todos os demais átomos da molécula**.

A ideia envolvida é a seguinte: o átomo central tem ao seu redor pares eletrônicos, que podem ser pares usados em ligações ou pares não compartilhados. Há dois casos possíveis.

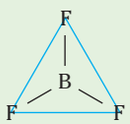
1º caso — Não há pares de elétrons não compartilhados e todos os átomos ligados ao átomo central são iguais. Disso resulta molécula APOLAR.

Nesse caso, existe uma **simetria** do ambiente eletrônico ao redor do átomo central, o que faz a molécula ser **apolar**. (Esse caso equivale a dizer que os vetores momento de dipolo das ligações **se cancelam**, resultando $\vec{\mu}_R$ = zero.)

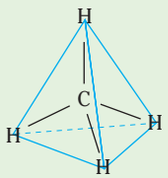
Veja exemplos:

$C\ell - Be - C\ell$ — • 2 átomos $C\ell$ • nenhum par de e^- não compartilhado } **simetria ao redor do Be** ⇒ **molécula apolar**

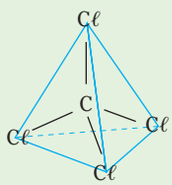
$O = C = O$ — • 2 átomos O • nenhum par de e^- não compartilhado } **simetria ao redor do C** ⇒ **molécula apolar**



• 3 átomos F • nenhum par de e^- não compartilhado } **simetria ao redor do B** ⇒ **molécula apolar**



• 4 átomos H • nenhum par de e^- não compartilhado } **simetria ao redor do C** ⇒ **molécula apolar**



• 4 átomos $C\ell$ • nenhum par de e^- não compartilhado } **simetria ao redor do C** ⇒ **molécula apolar**

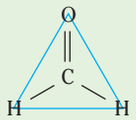
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2º caso — Há um ou mais pares de elétrons não compartilhados e/ou nem todos os átomos ligados ao átomo central são iguais. Disso resulta molécula POLAR.

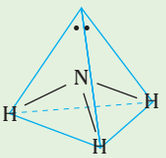
Nesse caso, existe uma **assimetria** do ambiente eletrônico ao redor do átomo central, o que faz a molécula ser **polar**. (Esse caso equivale a dizer que os vetores momento de dipolo das ligações **não se cancelam**, acarretando $\vec{\mu}_R \neq$ zero.)

Veja exemplos:

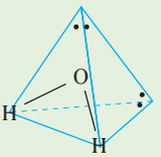
$H-C\equiv N$ — • 1 átomo H; • 1 átomo N } assimetria ao redor do C ⇒ molécula polar



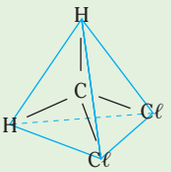
• 1 átomo O; • 2 átomos H } assimetria ao redor do C ⇒ molécula polar



• 3 átomos H; • 1 par de e^- não compartilhado } assimetria ao redor do N ⇒ molécula polar



• 2 átomos H; • 2 pares de e^- não compartilhados } assimetria ao redor do O ⇒ molécula polar



• 2 átomos H; • 2 átomos Cℓ } assimetria ao redor do C ⇒ molécula polar

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

21. (UFSC) Considere a tabela a seguir e selecione a(s) proposição(ões) que relaciona(m) **corretamente** a forma geométrica e a polaridade das substâncias citadas:

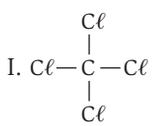
Fórmula	CO_2	H_2O	NH_3	$CC\ell_4$
Momento dipolar resultante (μ_R)	$\mu_R = 0$	$\mu_R \neq 0$	$\mu_R \neq 0$	$\mu_R = 0$

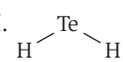
01. H_2O: angular e polar.
02. CO_2: linear e apolar.
04. $CC\ell_4$: trigonal e polar.
08. NH_3: piramidal e polar.
16. $CC\ell_4$: tetraédrica e apolar.

22. (UFPE) A respeito das moléculas de dissulfeto de carbono (CS_2) e gás sulfídrico (H_2S), é incorreto afirmar que:

a) CS_2 é linear.
b) CS_2 é polar.
c) H_2S é polar.
d) H_2S tem geometria angular similar ao H_2O.
e) CS_2 tem a mesma geometria que o CO_2.

23. (Uneb-BA) Das estruturas abaixo:

I. 

III. 

II. $S=C=S$

IV. $Br-C\ell$

representam substâncias apolares:

a) I e II **c)** II e III **e)** III e IV
b) I e III **d)** II e IV

24. (PUC-MG) Relacione a fórmula, a forma geométrica e a polaridade a seguir, assinalando a opção CORRETA:

a) Fórmula – CO_2; Forma Geométrica – linear; Polaridade – polar.
b) Fórmula – $CC\ell_4$; Forma Geométrica – tetraédrica; Polaridade – polar.
c) Fórmula – NH_3; Forma Geométrica – piramidal; Polaridade – apolar.
d) Fórmula – BeH_2; Forma Geométrica – linear; Polaridade – apolar.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

25. (Vunesp) Considere os seguintes compostos, todos contendo cloro: $BaC\ell_2$; $CH_3C\ell$; $CC\ell_4$ e $NaC\ell$.
Sabendo que o sódio pertence ao grupo 1, o bário ao grupo 2, o carbono ao grupo 14, o cloro ao grupo 17 da Tabela Periódica e que o hidrogênio tem número atômico igual a 1, apresente a fórmula estrutural para os compostos covalentes e identifique a molécula que apresenta momento dipolar resultante diferente de zero (molécula polar).

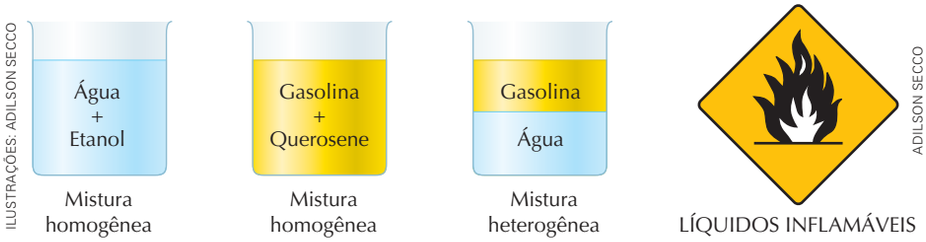
26. (Fuvest-SP) O carbono e o silício pertencem à mesma família da Tabela Periódica.
a) Qual o tipo de ligação existente no composto SiH_4?
b) Embora a eletronegatividade do silício seja 1,7 e a do hidrogênio 2,1, a molécula do SiH_4 é apolar. Por quê?

27. (UFF-RJ) A capacidade que um átomo tem de atrair elétrons de outro átomo, quando os dois formam uma ligação química, é denominada eletronegatividade. Essa é uma das propriedades químicas consideradas no estudo da polaridade das ligações.
Selecione a opção que apresenta, corretamente, os compostos H_2O, H_2S e H_2Se em ordem crescente de polaridade.

a) $H_2Se < H_2O < H_2S$
b) $H_2S < H_2Se < H_2O$
c) $H_2S < H_2O < H_2Se$
d) $H_2O < H_2Se < H_2S$
e) $H_2Se < H_2S < H_2O$

4 Polaridade e solubilidade

Leia o seguinte **relato** de fatos experimentais: foram colocados em três copos um pouco de água e etanol, gasolina e querosene, água e gasolina, respectivamente, e verificou-se que apenas nos dois primeiros casos os líquidos formam uma mistura homogênea.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Mistura homogênea | Mistura homogênea | Mistura heterogênea

LÍQUIDOS INFLAMÁVEIS

ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

O experimento **RELATADO** ao lado envolve etanol, gasolina e querosene, que são líquidos **voláteis, inflamáveis** e **tóxicos**.

Você não deve realizá-lo por conta própria. A eventual realização deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a).

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

Sabendo que água e etanol são polares e que gasolina é formada por uma mistura de compostos apolares, os resultados experimentais relatados permitem ilustrar uma tendência geral que se observa:

> Soluto **polar** tende a se dissolver bem em solvente **polar**.
> Soluto **apolar** tende a se dissolver bem em solvente **apolar**.

Quando o solvente é polar e o soluto apolar ou vice-versa, não existe tendência para que haja solubilização. Isso explica, por exemplo, o fato de a gasolina não se dissolver bem em água.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

No caso de moléculas com estrutura um pouco mais complexa do que os exemplos vistos nos itens anteriores, para fazer previsões referentes a solubilidade, é útil saber de antemão se uma substância é polar ou apolar. Eis alguns exemplos envolvendo compostos estudados na Química Orgânica:

- **compostos polares:** metanol (ou álcool metílico CH_3OH), álcool comum (etanol ou álcool etílico CH_3CH_2OH), éter dietílico (éter comum ou éter "etílico" $CH_3CH_2OCH_2CH_3$) e acetona (H_3CCOCH_3);
- **compostos apolares:** derivados diretos do petróleo (gasolina, benzina, benzeno, querosene, óleo *diesel*, óleo lubrificante, parafina, vaselina etc.), óleos e gorduras de origem animal ou vegetal.

SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Nas três provetas, a fase superior é água (H_2O, polar) e a inferior é tetracloreto de carbono ($CC\ell_4$, apolar). Na proveta do centro foi adicionado sulfato de cobre ($CuSO_4$, composto iônico), que se dissolve preferencialmente na fase polar, dando-lhe a cor azul. Na proveta da direita foi colocado bromo (Br_2, apolar), que se dissolve preferencialmente na fase apolar, conferindo-lhe a cor alaranjada.

ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Neste tubo de ensaio, a fase superior é ciclo-hexano (C_6H_{12}) líquido contendo iodo (I_2) dissolvido, ambos apolares. A fase inferior é água, polar.

• ATENÇÃO

Estes experimentos NÃO devem ser realizados pelo aluno.

O **tetracloreto de carbono** é uma substância tóxica cujo contato cutâneo, por inalação ou por ingestão altera o sistema nervoso central e o sistema circulatório. Provoca danos no fígado, rins e pulmões.

O **bromo** é um líquido volátil, castanho-escuro, que provoca ulceração da córnea, queimaduras na pele, dor de cabeça, edema pulmonar e diarreia.

O **ciclo-hexano** é um líquido inflamável que provoca irritação nos olhos, pele, vias respiratórias e narcose.

Profissionais que os manipulam devem fazê-lo em locais com ventilação adequada, utilizando sempre equipamento de proteção individual recomendado.

Tetracloreto de carbono
TÓXICO

Bromo
TÓXICO

Ciclo-hexano
TÓXICO

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

28. (UFRGS-RS) Em vazamentos ocorridos em refinarias de petróleo, que extravasam para rios, lagos e oceanos, verifica-se a utilização de barreiras de contenção para evitar a dispersão do óleo. Nesses casos, observa-se a formação de um sistema heterogêneo onde o petróleo fica na superfície desses recursos hídricos. Sobre o sistema acima descrito é correto afirmar que a água e o petróleo não se misturam porque:

a) se apresentam em estados físicos diferentes.

b) apresentam densidades diferentes, e o petróleo fica na superfície devido a sua maior densidade.

c) apresentam moléculas com polaridades diferentes, e o petróleo fica na superfície devido a sua menor densidade.

d) a viscosidade da água é maior que a do petróleo.

e) a elevada volatilidade do petróleo faz com que este fique na superfície.

Resolução

Em geral, líquido polar e líquido apolar não tendem a formar sistema homogêneo. Na mistura heterogênea formada por ambos, o de maior densidade constituirá a fase inferior e o de **menor densidade** a **fase superior**.
Alternativa **c**.

Exercício Resolvido

29. (Estácio-RJ) Considere um mecânico com as mãos sujas de graxa (derivado do petróleo).
O melhor solvente para remoção desta graxa é:

a) água
b) gasolina
c) vinagre
d) água com sal (salmoura)
e) álcool comum

Resolução

Para a remoção da graxa, que é **apolar** (derivado direto do petróleo), é mais recomendado o uso de um solvente também **apolar**. Dentre as alternativas, o único líquido apolar é a gasolina.
Alternativa **b**.

30. Dentre as substâncias gasosas O_2, O_3, N_2, CO_2 e $HC\ell$, qual deve se dissolver melhor em água? Justifique.

31. Dentre as substâncias HBr, NH_3, H_2O, SO_2 e $CC\ell_4$, qual deve se dissolver melhor em gasolina? Justifique.

32. O álcool etílico, CH_3CH_2OH, substância polar, deve dissolver-se melhor em gasolina ou em acetona? Justifique.

33. Um tecido branco ficou manchado com iodo (I_2), que apresenta uma coloração escura. Para remover essa mancha é melhor usar água ou tetracloreto de carbono? Por quê?

34. Um tecido apresenta uma mancha de gordura. Para removê-la é mais eficiente usar benzina ou álcool etílico antes da lavagem?

35. (UFPE) O iodo elementar, em condições ambientes, é um sólido marrom, pouco solúvel em água, porém bastante solúvel em n-hexano. Isso se deve ao fato de que:
a) a água somente dissolve compostos iônicos.
b) n-hexano é apolar como o iodo.
c) iodo é uma substância composta, assim como o n-hexano.
d) a água não dissolve compostos covalentes.
e) n-hexano é mais polar que a água.

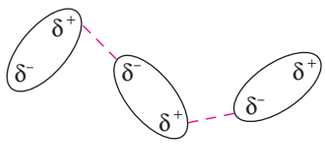
5 Ligações intermoleculares

O que mantém as moléculas unidas nos estados sólido e líquido são as chamadas **ligações** ou **forças** ou **interações intermoleculares**. São fundamentalmente de três tipos: **interações dipolo permanente-dipolo permanente**, **ligações de hidrogênio** e **interações dipolo instantâneo-dipolo induzido**.

5.1 Interações dipolo permanente-dipolo permanente

A molécula de $HC\ell$, devido à diferença de eletronegatividade entre H e $C\ell$, é polar. Sua extremidade negativa atrai a extremidade positiva de outra molécula vizinha, o mesmo ocorrendo com sua parte positiva, que interage atrativamente com a parte negativa de outra molécula vizinha. Essa força de atração entre os dipolos das moléculas é chamada de **interação dipolo permanente-dipolo permanente**, **interação dipolo-dipolo** ou, ainda, **interação dipolar**.

Assim, no $HC\ell$ líquido ou sólido são essas as forças que mantêm as moléculas unidas, o mesmo acontecendo em todas as substâncias polares.



▲ Representação esquemática (em tracejado) das interações dipolo permanente-dipolo permanente, que unem as moléculas de uma substância polar.

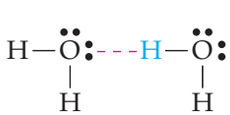
5.2 Ligações de hidrogênio (pontes de hidrogênio)

Os átomos dos elementos flúor (F), oxigênio (O) e nitrogênio (N) são pequenos e muito eletronegativos. Quando ligados a um átomo de hidrogênio, haverá uma grande polarização dessa ligação. Isso quer dizer que o polo positivo formado no átomo de hidrogênio será muito intenso.

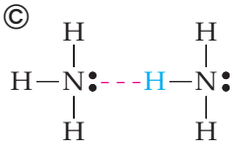
Devido à intensidade desse polo, o átomo de hidrogênio interage com o par de elétrons de outra molécula vizinha, como nos exemplos representados nas figuras Ⓐ, Ⓑ e Ⓒ. Essa interação entre moléculas recebe o nome de **ligação de hidrogênio** (ou, numa denominação mais antiga, **ponte de hidrogênio**). Trata-se de uma interação mais forte do que as do tipo dipolo-dipolo.

Ⓐ

Ⓑ



Ⓒ



◀ Representação esquemática (em tracejado) das ligações de hidrogênio no fluoreto de hidrogênio Ⓐ, na água Ⓑ e na amônia Ⓒ, líquidos ou sólidos. Os hidrogênios destacados em azul são aqueles envolvidos nas ligações de hidrogênio representadas.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Na água (H_2O), no fluoreto de hidrogênio (HF) e na amônia (NH_3), líquidos ou sólidos, são essas forças que mantêm as moléculas unidas.

Ligações de hidrogênio são interações que ocorrem tipicamente entre moléculas que apresentem átomo de H ligado a F, O ou N.

SÉRGIO DOTTA JR./CID

SÉRGIO DOTTA JR./CID

As intensas forças atrativas entre as moléculas de água são responsáveis pela junção das cerdas desse pincel molhado, assim que ele é puxado para fora do líquido.

SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Quando o vapor de água se condensa sobre uma superfície fria, são estabelecidas ligações de hidrogênio. Forças intermoleculares também são responsáveis pela adesão das gotas de água líquida à superfície.

JOHN FOSTER / MASTERFILE/OTHER IMAGES

▲ As moléculas de água que compõem um *iceberg* se mantêm fortemente unidas por meio de ligações de hidrogênio. Na água líquida, ligações de hidrogênio também são as responsáveis pela coesão molecular. Ilha Disko, Groenlândia, 2005.

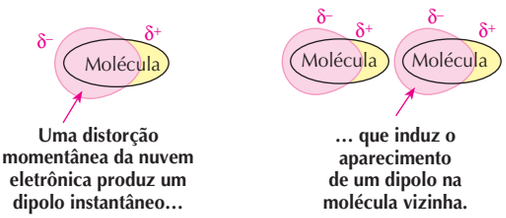
5.3 Interações dipolo instantâneo-dipolo induzido

Considere uma molécula apolar. Ela possui uma nuvem de elétrons em contínuo movimento. Se, durante uma pequena fração de segundo, essa nuvem eletrônica estiver um pouco mais deslocada para um dos extremos da molécula, poderemos dizer que foi criado um **dipolo instantâneo**, ou seja, por um instante apareceram dois polos na molécula.

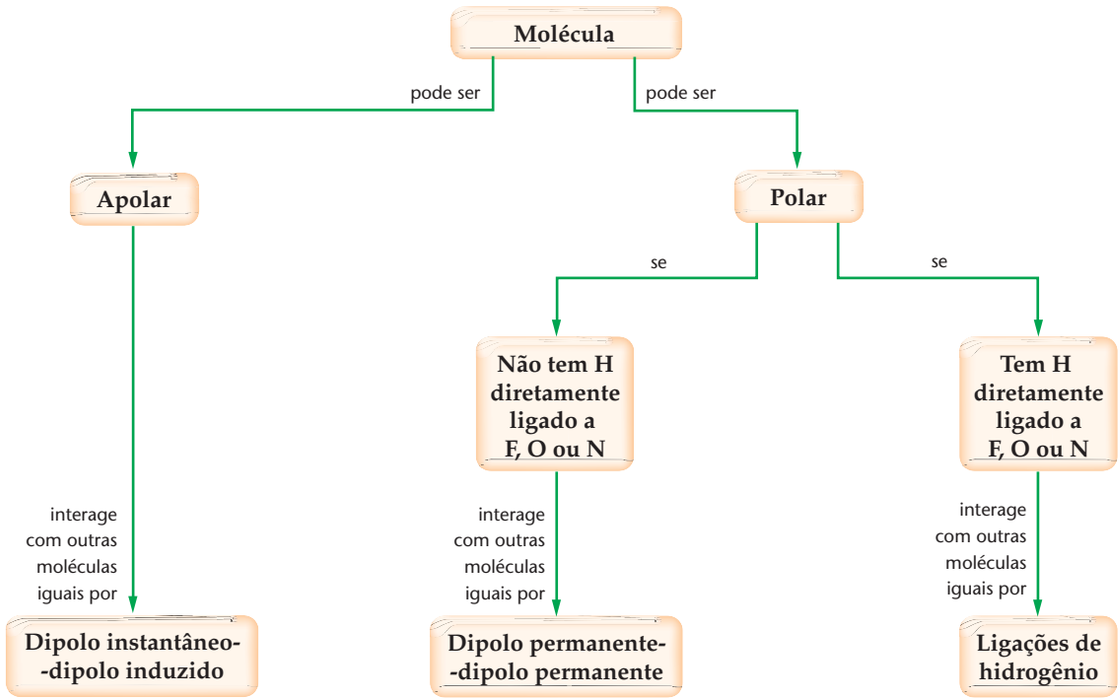
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

A extremidade positiva desse dipolo atrai os elétrons da molécula vizinha, na qual, por sua vez, também aparece um dipolo, chamado de **dipolo induzido**, isto é, provocado pela primeira molécula. Esses dois dipolos, o instantâneo e o induzido, se atraem como no caso dos dipolos permanentes. A diferença é que essa situação dura apenas uma fração de segundo. As atrações desse tipo são mais fracas do que entre dipolos permanentes.

As **interações dipolo instantâneo-dipolo induzido** são conhecidas também como **forças dipolo induzido-dipolo induzido** ou ainda **forças de dispersão de London**, em homenagem ao físico Fritz Wolfgang London (1900-1954). Na verdade, elas ocorrem em **todas** as substâncias, polares ou apolares. Apesar de fracas, são o único tipo de interação intermolecular que ocorre entre as moléculas das substâncias apolares. Alguns autores chamam essas interações de *forças de van der Waals*. Contudo, outros autores usam a expressão *forças de van der Waals* como sinônimo das forças intermoleculares de modo geral.



◀ Esquema mostrando a origem das interações intermoleculares do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido.



As forças intermoleculares têm diferentes intensidades

Comparando moléculas com tamanhos e massas parecidos, pode-se afirmar que a intensidade dos diferentes tipos de forças intermoleculares varia na seguinte ordem:

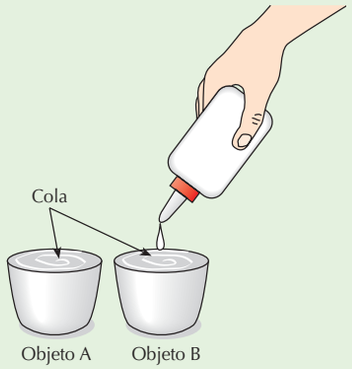
Dipolo instantâneo--dipolo induzido | Dipolo permanente--dipolo permanente | Ligações de hidrogênio

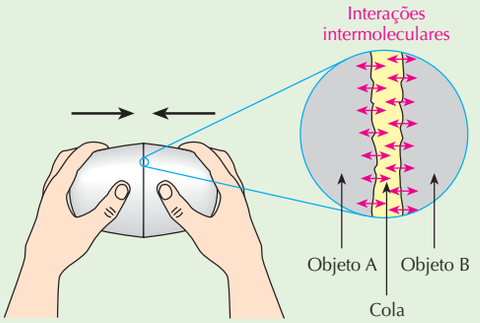
Aumenta a intensidade das forças intermoleculares

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

POR QUE AS COLAS COLAM?

As colas são produzidas especialmente para que tenham alta afinidade com os materiais que se destinam a aderir. Quando passamos cola em dois objetos a fim de uni-los, as moléculas da cola interagem fortemente (por meio de interações intermoleculares) com as moléculas de ambos os objetos. Dessa forma, ela os mantém unidos.





ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

Certas colas exigem cuidados especiais pois são tóxicas.

Trabalhe numa área ventilada, para não estar exposto a gases tóxicos. **Não** trabalhe próximo a chamas ou aparelhos elétricos (uma faísca poderia causar um incêndio).

Evite contato direto com a pele. Seja cuidadoso com os olhos, o nariz e a boca. Algumas colas aderem instantaneamente à pele e não podem ser removidas. Atente às recomendações do fabricante.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

36. Qual das substâncias abaixo apresenta moléculas que, nos estados sólido e líquido, estão associadas por ligações de hidrogênio?

a) H_2 **c)** NH_3 **e)** NaH
b) CH_4 **d)** PH_3

Resolução

- As moléculas de H_2 são **apolares** e interagem por meio de interações **dipolo instantâneo-dipolo induzido**.
- As moléculas de CH_4 também são **apolares** e se associam por forças tipo **dipolo instantâneo-dipolo induzido**.
- Nas moléculas de NH_3 há hidrogênio ligado diretamente a nitrogênio. Quando, em uma molécula, existe **H ligado a F, O ou N**, tal molécula estabelece **ligação de hidrogênio** com outra molécula igual a ela.
- A molécula de PH_3 é **polar** e, assim, estabelece com outras moléculas dessa mesma substância interações **dipolo-dipolo**.
- A substância NaH é **iônica** (Na é metal e H é não metal). É, portanto, **formada por íons** e não por moléculas.

Alternativa **c**.

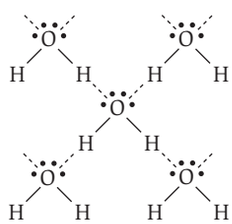
37. Indique qual é o tipo de interação intermolecular predominante que mantém unidas as moléculas das seguintes substâncias, nos estados sólido e líquido.

a) HBr **g)** CH_2O
b) F_2 **h)** SO_2
c) CH_4 **i)** $CC\ell_4$
d) CH_3OH **j)** H_2S
e) CH_3NH_2 **k)** $PC\ell_3$
f) CS_2 **l)** HCN

38. (IME-RJ) Indique a característica apresentada pela molécula do composto BF_3 para as propriedades abaixo.

a) Geometria molecular.
b) Ângulo de ligação.
c) Polaridade de ligação.
d) Polaridade de molécula.
e) Ligação intermolecular.

39. (Unicamp-SP) As pontes de hidrogênio formadas entre moléculas de água (HOH) podem ser representadas por:



Com base nesse modelo, represente as pontes de hidrogênio que existem entre moléculas de amônia (NH_3).

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

40. (PUC-PR) As festas e eventos têm sido incrementados com o efeito de névoa intensa do gelo-seco, o qual é constituído de gás carbônico solidificado.

A respeito do fato, pode-se afirmar:

a) A névoa nada mais é que a liquefação do gás carbônico pela formação das forças intermoleculares.

b) O gelo-seco é uma substância composta e encontra-se na natureza no estado líquido.

c) O gelo-seco é uma mistura de substâncias adicionadas ao gás carbônico e, por essa razão, a mistura se solidifica.

d) Na solidificação do gás carbônico ocorre a formação de forças intermoleculares dipolo-dipolo.

e) Sendo a molécula de CO_2 apolar, a atração entre as moléculas se dá por dipolo instantâneo-dipolo induzido.

41. (UFS-SE) Quando um gás nobre sofre liquefação, seus átomos ficam unidos uns aos outros por ligações químicas denominadas:

a) covalentes.

b) iônicas.

c) metálicas.

d) pontes de hidrogênio.

e) van der Waals.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

42. (UFRGS-RS) O gás metano (CH_4) pode ser obtido no espaço sideral pelo choque entre os átomos de hidrogênio liberados pelas estrelas e a grafite presente na poeira cósmica. Sobre as moléculas do metano pode-se afirmar que o tipo de ligação intermolecular e sua geometria são, respectivamente:

a) ligações de hidrogênio e tetraédrica.

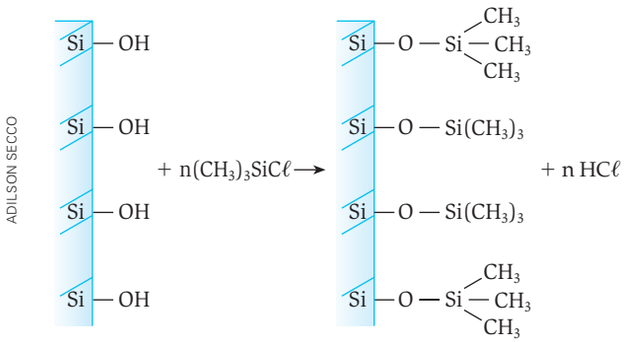
b) forças de van der Waals e trigonal plana.

c) covalentes e trigonal plana.

d) forças de van der Waals e tetraédrica.

e) ligações de hidrogênio e trigonal plana.

43. (UFG-GO) Superfícies de vidro podem ser modificadas pelo tratamento com clorotrimetilsilano, como representado a seguir:



ADILSON SECCO

Em qual superfície, se utilizada como janelas, a água escoaria mais rapidamente? Justifique.

44. (UEPG-PR) O nitrogênio, principal constituinte do ar atmosférico, é uma substância apolar que pode ser liquefeita a baixas temperaturas. Nesse estado, as forças que unem as moléculas umas às outras são conhecidas como:

a) pontes de hidrogênio.

b) interações dipolo-dipolo.

c) ligações metálicas.

d) pontes bissulfeto.

e) forças de London.

45. (UFC-CE) Os agregados moleculares são mantidos por interações físicas (forças intermoleculares) distintas daquelas que originam as ligações químicas. Por exemplo, as moléculas de água são mantidas em um agregado molecular através das ligações de hidrogênio, que são originadas das interações entre as extremidades opostas dos dipolos da água. Sobre as pontes de hidrogênio, é correto afirmar que:

a) ocorrem frequentemente entre moléculas apolares, em baixas temperaturas.

b) são mais fortes do que as ligações iônicas ou eletrovalentes.

c) contribuem decisivamente para a ocorrência da água no estado líquido, a 25 °C e 1 atm.

d) são forças intermoleculares originadas da interação entre dois átomos de hidrogênio.

e) somente ocorrem nos agregados moleculares de água, a 25 °C e 1 atm.

6 Forças intermoleculares e ponto de ebulição

Quando uma substância molecular passa do estado líquido (ou sólido) para o estado gasoso, ocorre o **rompimento de ligações intermoleculares**.

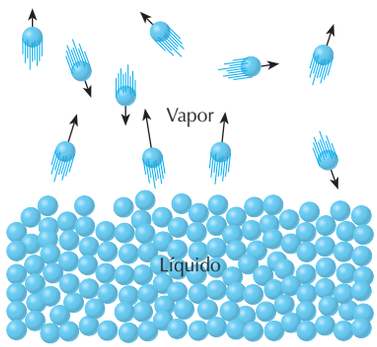
Por que as substâncias moleculares têm diferentes pontos de ebulição? Isso depende basicamente de dois fatores: o tamanho da molécula e o tipo de força intermolecular existente na substância.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

É difícil levar em conta esses dois fatores ao comparar os pontos de ebulição de duas substâncias. É possível, contudo, fazer previsões úteis se mantivermos um desses fatores constante, ou praticamente constante.

Ao compararmos duas substâncias com o **mesmo tipo de interação intermolecular**, a que tiver **maior tamanho** (estimado pela **maior massa molecular**) possuirá **maior ponto de ebulição**.

Ao compararmos duas substâncias com **massas moleculares próximas**, a que tiver **forças intermoleculares mais intensas** possuirá **maior ponto de ebulição**.



ADILSON SECCO

◀ Representação esquemática da passagem das moléculas da fase líquida para a fase de vapor. (Moléculas representadas por esferas em cor fantasiosa.) É importantíssimo notar que **as moléculas não são quebradas nem destruídas nesse processo**. Elas apenas são separadas umas das outras. Em outras palavras, são rompidas as ligações entre as moléculas.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

46. (UEL-PR) Ruptura de ligações por pontes de hidrogênio ocorre quando:

a) água gasosa é decomposta em hidrogênio e oxigênio.

b) hidrogênio líquido se vaporiza.

c) vapor-d'água se condensa.

d) água líquida se evapora.

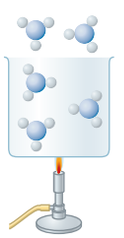
e) gás d'água (mistura de CO + H_2) entra em combustão.

Resolução

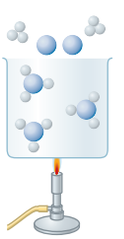
Numa reação química (como a que aparece na alternativa **a**) há um rearranjo de átomos, ou seja, eles passam a se unir de maneiras diferentes. Nas reações químicas são rompidas e formadas ligações químicas entre átomos (ligações interatômicas).
Na **vaporização do H_2** (apolar) líquido são **rompidas interações dipolo instantâneo-dipolo induzido**.
Na **condensação do vapor de água** (quando as moléculas se unem e passam da fase de vapor para a fase líquida) são **formadas ligações de hidrogênio**.
Na **evaporação da água** (quando as moléculas se separam e passam da fase líquida para a fase de vapor) são **rompidas ligações de hidrogênio**.
A combustão é um exemplo de reação química. Nas reações químicas são rompidas e formadas ligações químicas entre átomos (ligações interatômicas).
Alternativa **d**.

47. (UEPB) Moléculas de amônia (NH_3) interagem e mantêm-se unidas através de uma ligação extraordinariamente forte conhecida por ponte de hidrogênio. Observe os desenhos abaixo e escolha a alternativa que corresponde, simplificadamente, à fervura da amônia:

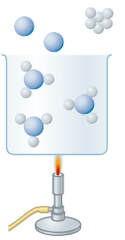
a)



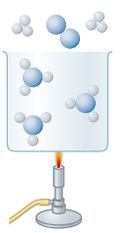
c)



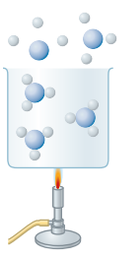
e)



b)



d)



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

48. (UFRGS-RS) A intensificação das interações intermoleculares ocorre quando:

a) a água entra em ebulição.

b) o vapor de água sofre condensação.

c) a água, a altas temperaturas, decompõe-se em oxigênio e hidrogênio.

d) o vapor de água é aquecido.

e) o gelo sofre fusão.

49. (Unicamp-SP) Considere os processos I e II representados pelas equações:

$$H_2O\ (\ell) \xrightarrow{I} H_2O\ (g) \xrightarrow{II} 2\ H\ (g) + O\ (g)$$

Indique quais ligações são rompidas em cada um desses processos.

50. (Vunesp) Considere as afirmações.

I. Comparando duas substâncias com o mesmo tipo de interação intermolecular, a que possuir maior massa molecular possuirá maior ponto de ebulição.

II. Comparando duas substâncias com massas molares próximas, a que possuir forças intermoleculares mais intensas possuirá maior ponto de ebulição.

III. O ponto de ebulição é propriedade específica de uma substância.

Está correto o contido em:

a) I apenas.

b) II apenas.

c) III apenas.

d) I e II apenas.

e) I, II e III.

51. (ESPM-SP) O butano (C_4H_{10}) tem massa molecular 58 u, e o etanol (C_2H_5OH), 46 u. O butano é um gás em condições ambientes, sendo utilizado como gás de cozinha, ao passo que o etanol é um líquido usado como combustível. Apesar de o etanol ser mais leve que o butano, ele se encontra no estado líquido devido a forças de atração intermoleculares intensas que têm origem nas hidroxilas (OH). Qual o nome dessa ligação intermolecular?

52. (UFF-RJ) O gás carbônico liberado na atmosfera, originário da queima de combustíveis fósseis, é considerado o responsável pelo efeito estufa, já que absorve ondas de calor refletidas pela superfície terrestre, provocando o aquecimento da atmosfera. Por outro lado, o hidrogênio é considerado combustível não poluente, pois o seu produto de queima é a água, que também absorve ondas de calor; porém, condensa-se facilmente em função do seu ponto de ebulição, ao contrário do CO_2.

Com base nessas informações, pode-se afirmar que a diferença de ponto de ebulição entre o CO_2 e o H_2O relaciona-se:

a) à interação iônica das moléculas do CO_2.

b) ao menor peso molecular da água.

c) à polaridade da molécula da água.

d) ao conteúdo de oxigênio das moléculas.

e) à diferença dos raios atômicos dos elementos.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

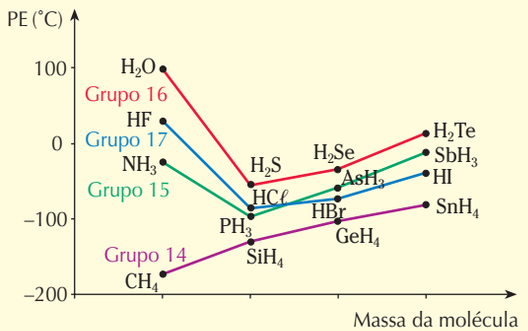
Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

Exercício Resolvido

53. O gráfico mostra o ponto de ebulição das substâncias formadas pelo hidrogênio e pelos elementos de cada um dos grupos 14, 15, 16 e 17 da tabela periódica em função da massa molecular. Com base nele, responda às perguntas.



ADILSON SECCO

a) Por que os pontos de ebulição de H_2O, HF e NH_3 destoam do comportamento das outras substâncias formadas por elementos do mesmo grupo de O, F e N?

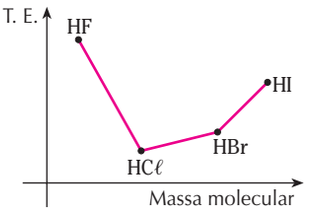
b) Por que não acontece o mesmo com o CH_4?

Resolução

a) Embora na sequência HF, HCℓ, HBr e HI haja aumento da massa da molécula, o HF destoa, apresentando maior ponto de ebulição devido ao tipo de interação intermolecular. Entre moléculas de HF ocorrem **ligações de hidrogênio**, interações mais fortes do que as do tipo dipolo-dipolo, que ocorrem entre as moléculas de HCℓ, de HBr e de HI. A mesma razão (presença de ligações de hidrogênio) faz H_2O e NH_3 possuírem pontos de ebulição que destoam dentro das sequências H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te e NH_3, PH_3, AsH_3, SbH_3.

b) Em toda a sequência CH_4, SiH_4, GeH_4, SnH_4, o tipo de interação intermolecular é o mesmo: dipolo instantâneo-dipolo induzido. O CH_4 não destoa porque não apresenta um tipo de interação intermolecular diferente dos outros membros da série. O aumento do ponto de ebulição na sequência CH_4, SiH_4, GeH_4, SnH_4 acompanha o aumento da massa da molécula.

54. (UFSM-RS) A temperatura de ebulição das substâncias normalmente aumenta à medida que aumenta a sua massa molecular. Analisando o gráfico, que mostra a temperatura de ebulição (T. E.) de ácidos halogenídricos, percebe-se que o HF tem um comportamento anômalo.



ADILSON SECCO

Esse comportamento do ácido fluorídrico pode ser atribuído a (à):

a) fortes ligações covalentes entre os átomos.

b) formação de cristais covalentes.

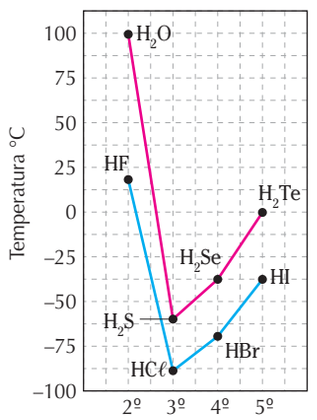
c) interações do tipo forças de van der Waals.

d) interações do tipo pontes de hidrogênio.

e) fortes ligações iônicas entre os átomos.

55. (EEM-SP) As substâncias, dadas pelas suas fórmulas moleculares, CH_4, H_2S e H_2O estão em ordem crescente de seus pontos de ebulição. Explique por que, do ponto de vista estrutural, esses compostos estão nessa ordem.

56. (UFSC) O ponto de ebulição das substâncias químicas pode ser utilizado para se estimar a força de atração entre as moléculas. O gráfico de temperaturas de ebulição, na pressão de 1 atmosfera, considera o equilíbrio líquido-vapor dos hidretos das famílias 6A e 7A da tabela periódica, em função do período do elemento que se liga ao hidrogênio. Com base nela, julgue os itens como verdadeiros ou falsos:



ADILSON SECCO

01. A partir do 3º período, as moléculas dos hidretos se tornam maiores e os seus pontos de ebulição aumentam.

02. A água e o fluoreto de hidrogênio têm pontos de ebulição mais altos do que os previsíveis em relação ao tamanho de suas moléculas.

04. A 25 °C e 1 atm, todas as substâncias representadas estão no estado físico gasoso, com exceção da água.

08. O HF e a H_2O apresentam forças de atração intermoleculares características de moléculas polares, contendo átomos de hidrogênio ligados a átomos muito eletronegativos.

16. A −50 °C e 1 atm, o H_2Se está no estado físico líquido.

57. (Unicamp-SP) Os pontos de ebulição da água, da amônia e do metano seguem a ordem $H_2O > NH_3 > CH_4$. Explique essa sequência considerando os tipos de forças intermoleculares e suas intensidades.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Informe-se sobre a Química

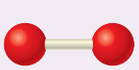
Alotropia

Com os elementos químicos oxigênio, fósforo, carbono e enxofre ocorre um interessante fenômeno: eles formam mais de uma substância simples.

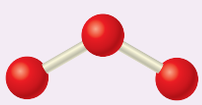
Alótropos são diferentes substâncias simples formadas por um mesmo elemento químico.

Quando um elemento apresenta alótropos, diz-se que ocorre o fenômeno da **alotropia**.

O elemento oxigênio forma os alótropos oxigênio e ozônio



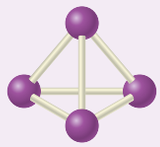
▲ Nesse modelo de uma molécula de oxigênio O_2, a vareta representa uma ligação covalente dupla.



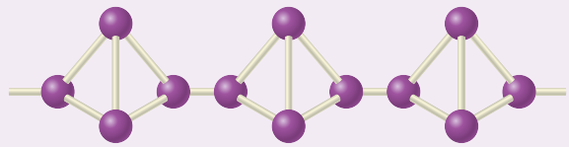
▲ Nesse modelo de uma molécula de ozônio O_3, uma vareta representa uma ligação covalente dupla, e a outra, uma ligação covalente simples.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

O elemento fósforo forma os alótropos fósforo branco e fósforo vermelho



▲ Modelo de uma molécula de fósforo branco (P_4).



▲ Modelo de uma macromolécula de fósforo vermelho (P_n).

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

CHARLES D. WINTERS /PR/LATINSTOCK

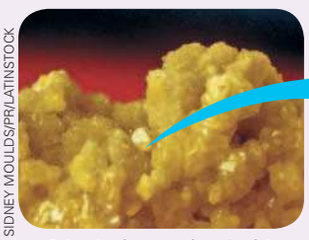
• ATENÇÃO

O fósforo branco é tóxico e inflama-se espontaneamente em contato com o ar.

Recomenda-se que essa substância NÃO esteja presente em instalações escolares de ensino médio.

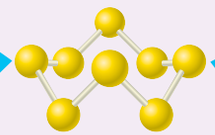
◀ Fósforo vermelho e fósforo branco. O fósforo branco é guardado imerso em água, pois, se exposto ao ar, sofre combustão espontânea. Os pedaços de fósforo branco da foto têm cerca de 1 cm de diâmetro.

O elemento enxofre forma os alótropos enxofre rômbico e enxofre monoclínico



SIDNEY MOULDS/PR/LATINSTOCK

ADILSON SECCO



▲ Modelo de uma molécula de enxofre S_8, que está presente tanto nos cristais de enxofre rômbico quanto nos de enxofre monoclínico.

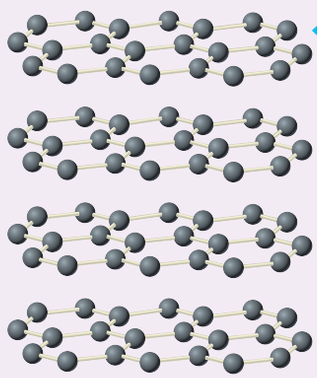
ADILSON SECCO

ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Cristais de enxofre rômbico. Cristais com cerca de 0,5 cm.

▲ Cristais de enxofre monoclínico. A rocha da foto tem cerca de 8 cm.

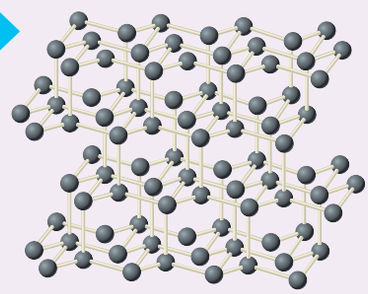
O elemento carbono forma os alótropos grafite, diamante, fulerenos e nanotubos



▲ Modelo que representa a grafite (d = 2,22 g/cm³), no qual as ligações covalentes feitas por um átomo de carbono apresentam disposição geométrica **trigonal plana**.

DAVIES & STARR/THE IMAGE BANK/GETTY IMAGES

▲ Diamante e grafite não só possuem aspectos diferentes como também muitas propriedades químicas e físicas distintas. Na foto, um diamante lapidado colocado sobre pedaços de grafite.



▲ Modelo que representa o diamante (d = 3,51 g/cm³), no qual as ligações covalentes feitas por um átomo de carbono apresentam disposição geométrica **tetraédrica**.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Até a metade da década de 1980, só eram conhecidos dois alótropos do carbono: o duro, incolor e valioso diamante, e a escura, quebradiça e pouco valiosa grafite. Porém, em 1985, o inglês Harold Kroto e os estadunidenses Richard Smalley e Robert Curl anunciaram a descoberta de uma nova forma alotrópica.

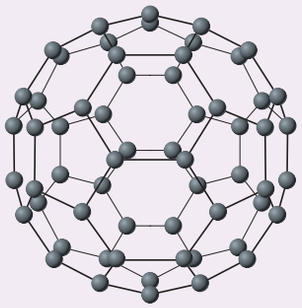
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Essa nova variedade era bem diferente das outras duas. Em vez de cristais com uma infinidade de átomos unidos (como o diamante e a grafite), o novo alótropo é constituído por moléculas com 60 átomos de carbono (C_{60}). Foi nomeado **buckminsterfulereno**, porém é mais conhecido como **fulereno**.

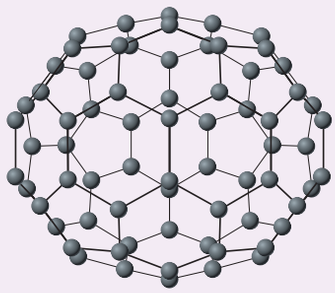
A molécula de fulereno (conhecida como *buckyball*) se parece com uma bola de futebol microscópica. Seu diâmetro é de 0,7 nm (1 nm = 1 nanômetro = $= 10^{-9}$ m).

Desde essa descoberta, outros fulerenos já foram sintetizados, como, por exemplo, o C_{70}. Sua molécula não é tão esférica como a do C_{60}, lembrando mais o aspecto de um ovo. Também já foram produzidos fulerenos em forma de tubos cilíndricos, chamados de **nanotubos**.

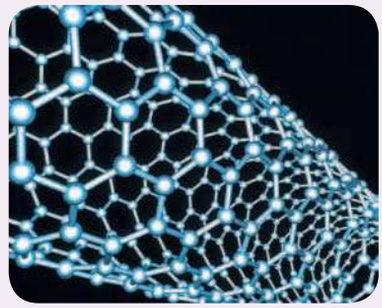
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO



▲ Modelo para a molécula de C_{60}.



▲ Modelo para a molécula de C_{70}.



PASIEKA/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Modelo molecular, gerado por computador, de um nanotubo.

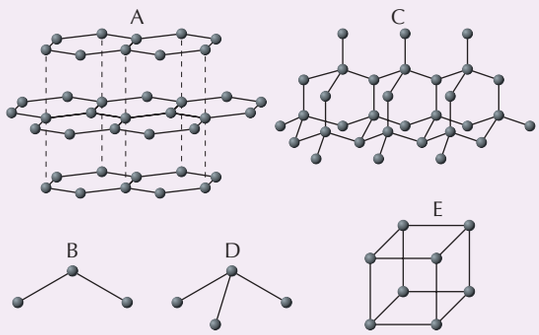
Você entendeu a leitura?

Responda em seu caderno

(Ufop-MG) **Enunciado comum às questões 1 a 5:**

As figuras abaixo mostram as estruturas de alguns elementos comuns e seus compostos.

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO



1. Qual das estruturas mostra o arranjo de átomos em um diamante?

2. Qual das estruturas mostra o arranjo de íons em um cristal de cloreto de sódio?

3. Qual das estruturas corresponde a uma substância que conduz corrente elétrica no estado sólido?

4. Qual das estruturas representa um retículo cristalino iônico?

5. Quais das estruturas representam macromoléculas (retículo cristalino covalente)?

6. (UFF-RJ) O oxigênio, fundamental à respiração dos animais, e o ozônio, gás que protege a Terra dos efeitos dos raios ultravioleta da luz solar, diferem quanto:

a) ao número de prótons dos átomos que entram em suas composições.

b) ao número atômico dos elementos químicos que os formam.

c) à configuração eletrônica dos átomos que os compõem.

d) à natureza dos elementos químicos que os originam.

e) ao número de átomos que compõem suas moléculas.

7. Apesar de serem constituídos pelo mesmo elemento, o diamante e a grafite apresentam propriedades bem diferentes. Cite algumas diferenças entre essas substâncias.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

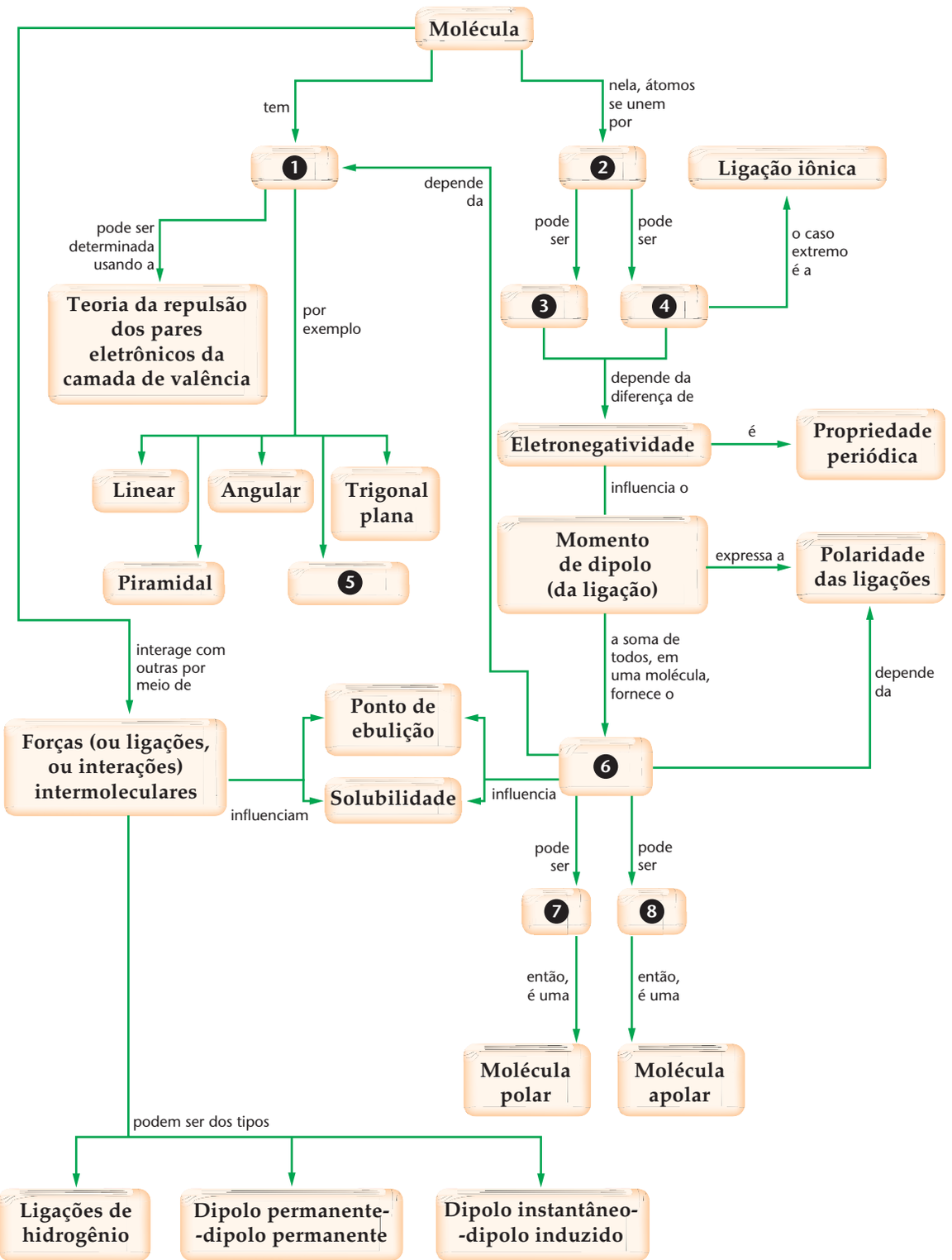
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – LIGAÇÕES INTERMOLECULARES

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 10

Condutividade elétrica de soluções aquosas

FRANK KRAHMER/MASTERFILE/OTHER IMAGES

▲ No capítulo 8, comentou-se que substâncias moleculares não apresentam condutividade elétrica apreciável. A água é um exemplo de substância molecular. Apesar disso, sabe-se que a água do mar tem elevada capacidade de conduzir corrente elétrica. Após estudar este capítulo, tente explicar a razão disso. Na foto, costa da Bretanha, França.

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Generalizações empíricas (isto é, baseadas em experimentos) provenientes de testes de condutividade elétrica de soluções aquosas de substâncias iônicas e moleculares*
- ✔ *Dissociação iônica*
- ✔ *Ionização*
- ✔ *Solução eletrolítica*
- ✔ *Solução não eletrolítica*
- ✔ *Solução iônica*
- ✔ *Solução molecular*
- ✔ *Eletrólito*

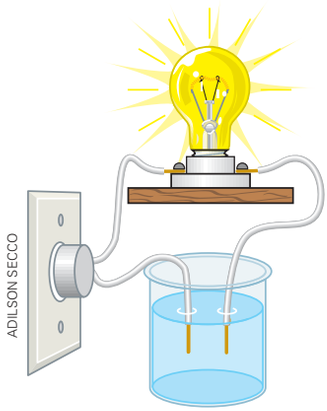
O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- solução eletrolítica
- solução não eletrolítica
- dissociação iônica
- ionização
- eletrólito
- dissolução de HCℓ
- dissolução de açúcar
- dissolução de NaCℓ



ADILSON SECCO

KAMEEL 4U/ SHUTTERSTOCK

Risco de choque elétrico

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

No capítulo 8 foram estudados três tipos de ligações químicas interatômicas (ligações entre átomos): a iônica, a covalente e a metálica.

Vimos que certas propriedades macroscópicas das substâncias, tais como ponto de fusão e condutividade elétrica, permitem classificá-las em três grupos: as substâncias iônicas, as moleculares e as metálicas. Também vimos que é possível explicar o fato de uma substância conduzir, ou não, corrente elétrica levando-se em consideração se na sua estrutura há, ou não, cargas elétricas livres para se movimentarem.

O capítulo 8 não mencionou, porém, testes de condutividade elétrica de misturas de substâncias. A água é um composto formado por moléculas. Vimos que compostos moleculares não apresentam boa condutividade elétrica. Acontece que há substâncias que, dissolvidas em água, produzem uma mistura com acentuada capacidade de conduzir eletricidade.

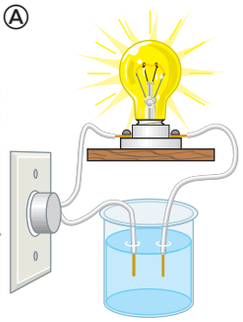
Na história da Química, testar a condutividade elétrica de misturas homogêneas feitas dissolvendo-se diferentes substâncias em água (soluções aquosas) conduziu, entre outros, ao estabelecimento de dois conceitos: o de **dissociação iônica** e o de **ionização**. Esses conceitos, por sua vez, foram muito relevantes para estabelecer as bases da chamada Química Inorgânica.

É assim que este capítulo 10 se justifica. Ele é, por um lado, uma continuação do capítulo 8. Vamos tomar contato com resultados experimentais de testes de condutividade elétrica de soluções aquosas e conhecer como os químicos explicam os resultados desses testes. Por outro lado, este capítulo fornece conceitos essenciais para continuar os estudos de Química, notadamente da Química Inorgânica, que será abordada nos capítulos 11 e 12.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

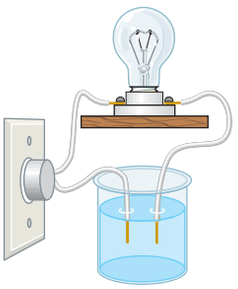
1 Algumas soluções conduzem corrente elétrica

Ⓐ



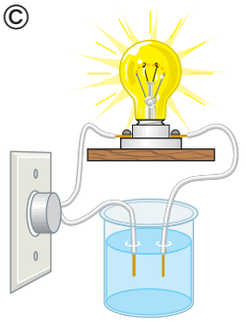
NaCℓ dissolvido em água

Ⓑ



$C_{12}H_{22}O_{11}$ dissolvido em água

Ⓒ



HCℓ dissolvido em água

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

KAMEEL 4U/ SHUTTERSTOCK

Risco de choque elétrico

• ATENÇÃO

O experimento ilustrado acima é enfocado por sua importância para o estudo da Química.

Por ser perigoso (uso da rede elétrica), NÃO DEVE SER EXECUTADO PELOS ESTUDANTES, mesmo sob a supervisão do(a) professor(a).

Além disso, soluções de ácido clorídrico, HCℓ (aq), são corrosivas e desprendem vapores irritantes, corrosivos e tóxicos.

A solução aquosa de cloreto de sódio (NaCℓ) conduz corrente elétrica, como evidenciado em Ⓐ. Testes similares permitiram enunciar, de modo geral, que:

> As substâncias iônicas, quando dissolvidas em água, produzem uma solução que **conduz** corrente elétrica.

O açúcar de cana ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e o cloreto de hidrogênio (HCℓ) são ambos moleculares. Conforme revelou a experiência feita, a solução aquosa de açúcar não conduziu corrente elétrica (esquema Ⓑ), mas a solução de cloreto de hidrogênio sim (esquema Ⓒ). Muitos testes desse tipo, feitos em laboratório com soluções aquosas de substâncias moleculares, permitiram generalizar:

> Algumas substâncias moleculares, quando dissolvidas em água, produzem solução aquosa que **não conduz** corrente elétrica. Exemplos delas são o açúcar de cana (açúcar comum, ou sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11}$), a glicose ($C_6H_{12}O_6$), o álcool comum (C_2H_6O) e a ureia (CH_4N_2O).

> Algumas substâncias moleculares, quando dissolvidas em água, produzem solução aquosa que **conduz** corrente elétrica. Exemplos são o cloreto de hidrogênio (HCℓ), o brometo de hidrogênio (HBr) e a amônia (NH_3).

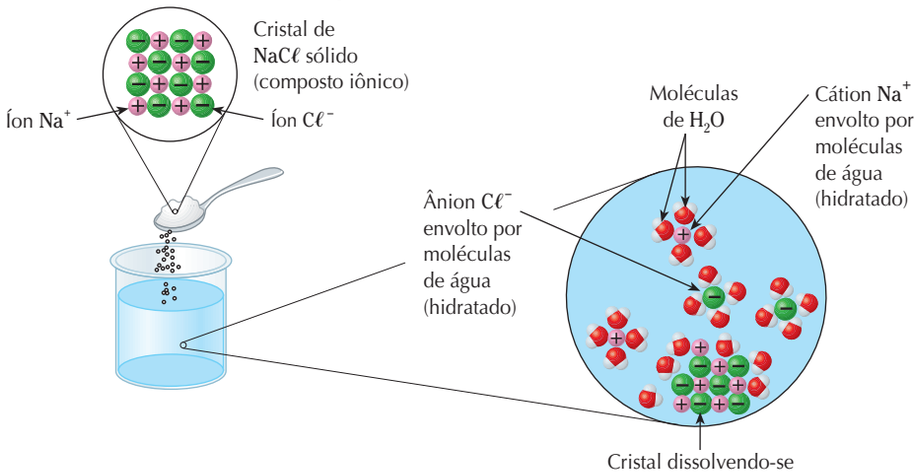
2 Dissociação iônica e ionização

2.1 O NaCℓ sofre dissociação iônica

Quando o cloreto de sódio é dissolvido em água (lembre-se: *dissolver* é o ato de fazer uma solução), os íons presentes no seu retículo cristalino são separados por ação da água.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Esquema da dissociação iônica do NaCℓ



ADILSON SECCO

(Esquema sem escala, em cores fantasiosas.)

Dissociação iônica é a separação dos íons de uma substância iônica, que acontece quando ela se dissolve em água.

Um material pode conduzir corrente elétrica desde que apresente cargas elétricas livres para se movimentarem. Perceba que a solução aquosa de cloreto de sódio tem íons livres e, portanto, isso está de acordo com o fato de ela conduzir corrente elétrica.

A dissociação iônica do NaCℓ em água pode ser assim equacionada:

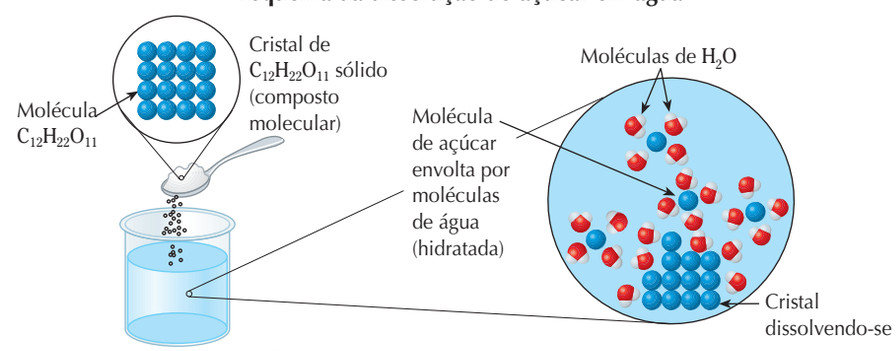
$$NaCℓ\ (s) \rightarrow Na^+\ (aq) + Cℓ^-\ (aq)$$

Em uma equação química:
(s) indica sólido;
(ℓ) indica líquido;
(g) indica gasoso;
(aq) indica aquoso.

2.2 O açúcar NÃO sofre dissociação iônica

O açúcar de cana ($C_{12}H_{22}O_{11}$), ao contrário do sal, é uma substância formada por moléculas. Quando ele se dissolve em água, suas moléculas são separadas por ação da água.

Esquema da dissolução do açúcar em água



ADILSON SECCO

(Esquema sem escala, em cores fantasiosas.)

A separação das moléculas do açúcar **não** pode ser chamada de dissociação iônica, uma vez que não há íons se separando. Tal processo não possui nenhum nome em particular. Se você precisar se referir a esse acontecimento, diga apenas que "o açúcar **se dissolveu** em água".

A dissolução do açúcar em água pode ser assim equacionada:

$$C_{12}H_{22}O_{11}\ (s) \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11}\ (aq)$$

Não confunda dissolução com dissociação iônica!

Dissolução = ato de dissolver, processo que ocorre quando uma substância se dissolve em outra.

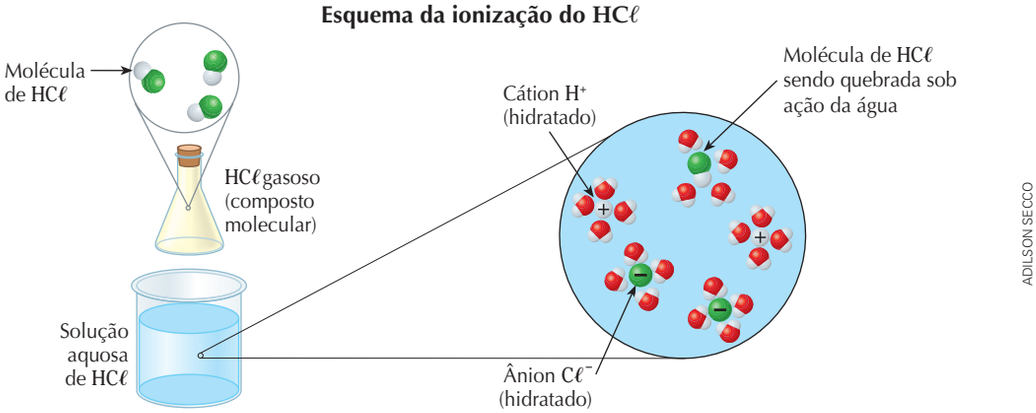
Dissociação iônica = separação dos íons.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.3 O HCℓ sofre ionização

O que ocorre ao dissolver o cloreto de hidrogênio (HCℓ) em água é um pouco diferente. Quando o HCℓ se dissolve em água, suas moléculas não são apenas separadas e se dispersam na água, mas também são "quebradas" sob a ação desse líquido. Nessa quebra, ambos os elétrons da ligação covalente entre H e Cℓ permanecem com o cloro; nenhum fica com o hidrogênio. Assim, ocorre a formação do cátion H^+ e do ânion $C\ell^-$. A solução resultante conduz eletricidade porque apresenta íons livres para se movimentarem.

Esquema da ionização do HCℓ



ADILSON SECCO

(Esquema sem escala, em cores fantasiosas.)

Esteja atento ao uso correto das palavras

Na **dissolução** do NaCℓ em água ocorre **dissociação iônica**.
Na **dissolução** do HCℓ em água ocorre **ionização**.
Na **dissolução** do $C_{12}H_{22}O_{11}$ em água **não** ocorre nem dissociação iônica nem ionização.

Ionização é a formação de íons que acontece quando **algumas** substâncias moleculares se dissolvem em água. Exemplos de substâncias que se ionizam ao serem dissolvidas em água são o cloreto de hidrogênio (HCℓ), o brometo de hidrogênio (HBr) e a amônia (NH_3). Nem todas as substâncias moleculares sofrem ionização ao se dissolverem em água.

A ionização do HCℓ em água pode ser assim equacionada:

$$HC\ell\ (g) \rightarrow H^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$$

3 Soluções eletrolíticas e soluções não eletrolíticas

Solução iônica ou **solução eletrolítica** é aquela que contém íons e, portanto, é condutora elétrica. Exemplos: solução aquosa de NaCℓ e solução aquosa de HCℓ.

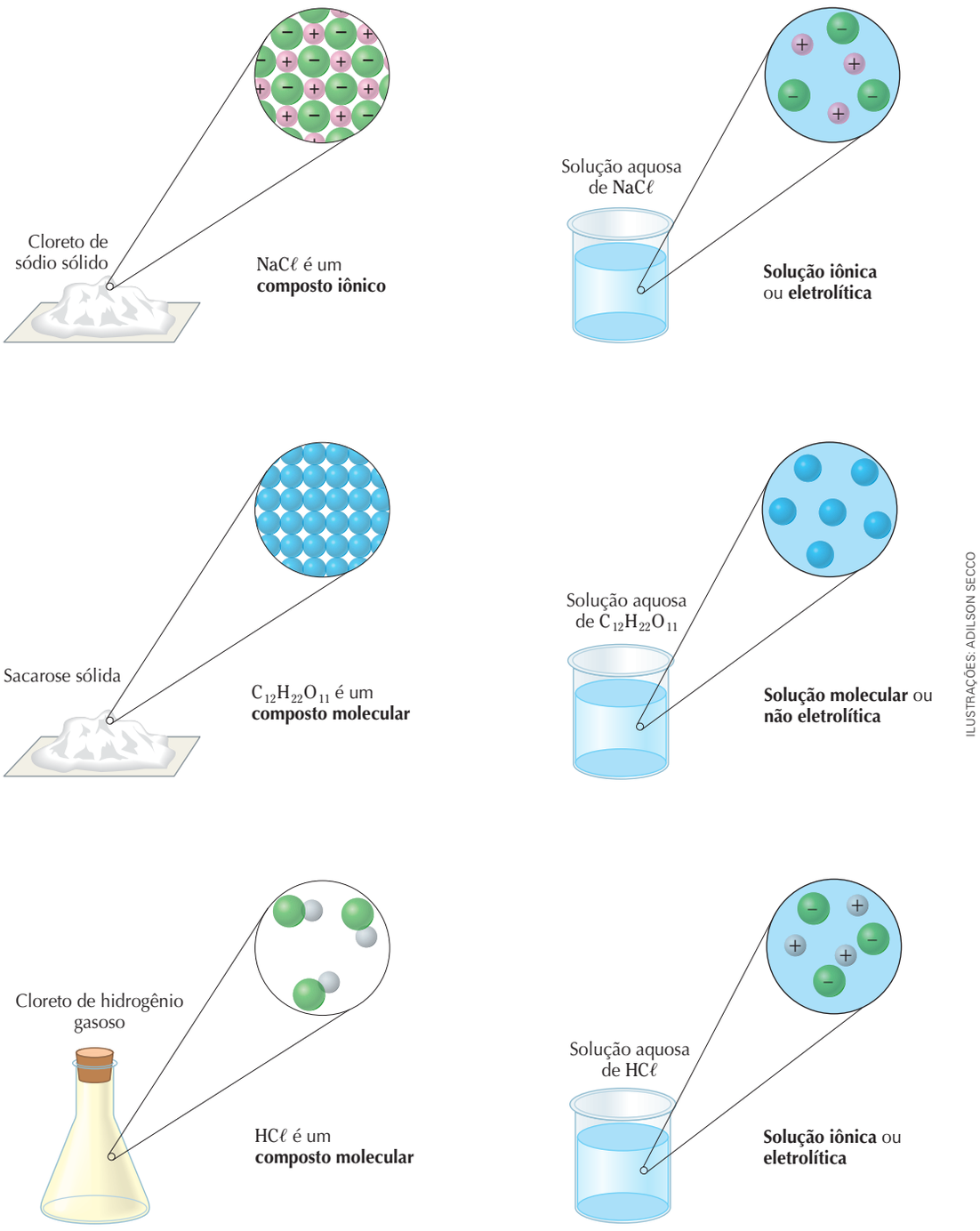
Solução molecular ou **solução não eletrolítica** é aquela que não contém íons e, portanto, não é condutora elétrica. Exemplo: solução aquosa de $C_{12}H_{22}O_{11}$.

As substâncias que, dissolvidas em água, produzem solução condutora de corrente elétrica são denominadas **eletrólitos**. O NaCℓ e o HCℓ são exemplos de eletrólitos.

Os eletrólitos nada mais são que as substâncias que, ao serem dissolvidas em água, sofrem dissociação iônica ou sofrem ionização.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4 Comparando os comportamentos estudados



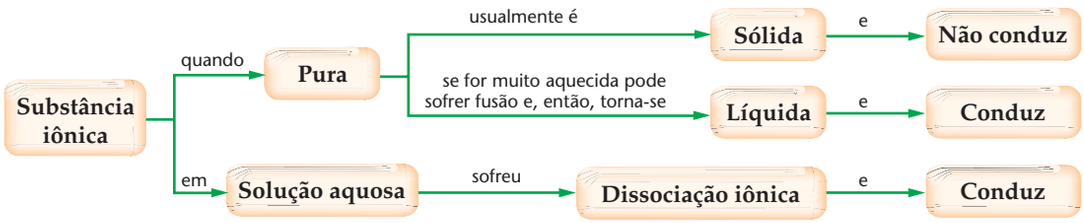
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

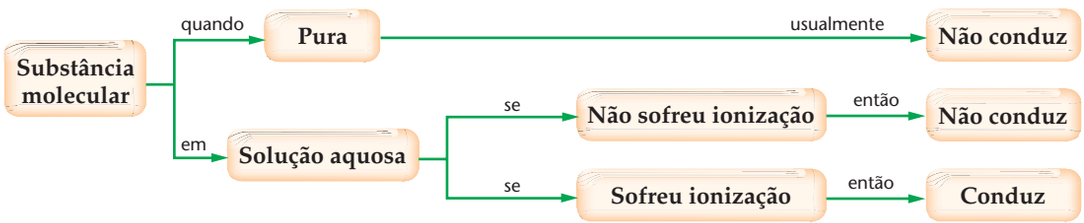
(Esquemas sem escala, em cores fantasiosas.)

Podemos, agora, reunir o que estudamos neste capítulo e no capítulo 8 em um único esquema (veja no alto da próxima página) que mostra as situações práticas em que há interesse de saber se uma substância conduz, ou não, corrente elétrica, *à pressão ambiente*.

Note que neste esquema são incluídas informações sobre as substâncias metálicas, estudadas no capítulo 8. No entanto, nenhuma informação foi incluída sobre condutividade elétrica de suas soluções aquosas, já que substâncias metálicas não são solúveis em água.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



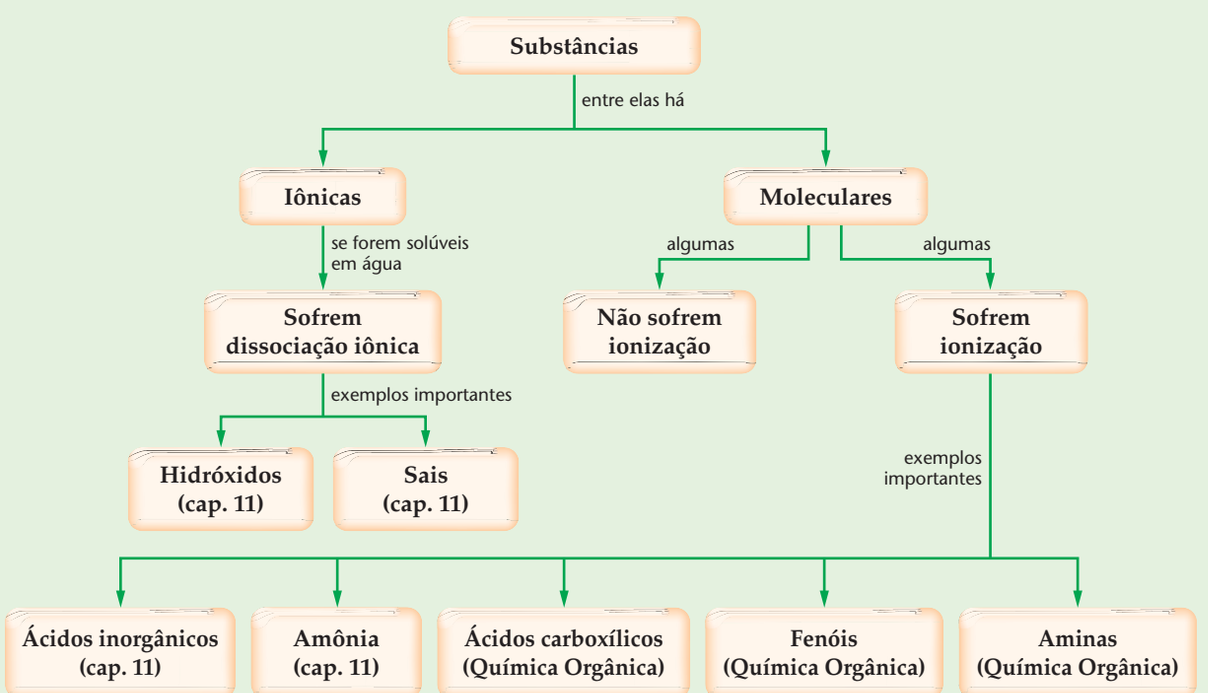


RESTA UMA INTERESSANTE PERGUNTA

Como eu posso prever se uma substância molecular sofrerá ionização ao ser dissolvida em água?

Não é em poucas palavras que podemos responder de modo abrangente.

Há, contudo, alguns casos muito significativos para a Química do ensino médio, que **serão estudados oportunamente**. Esses casos relevantes de substâncias moleculares que se ionizam quando dissolvidas em água são os ácidos inorgânicos e a amônia (estudados no capítulo 11), e os ácidos carboxílicos, os fenóis e as aminas (estudados em Química Orgânica).



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

A tabela periódica é um instrumento de consulta!

1. O que os químicos denominam **solução eletrolítica**? E **solução não eletrolítica**?

2. Conceitue **solução iônica** e **solução molecular**.

3. Sobre o cloreto de sódio, NaCℓ, responda e justifique.

a) Considerando os elementos que o formam, trata-se de um composto iônico ou molecular?

b) Dissolvido em água, esse composto sofre dissociação iônica, ionização ou nenhuma delas?

c) A solução aquosa desse composto é condutora de corrente elétrica?

4. Sobre o cloreto de hidrogênio, HCℓ, responda e justifique.

a) É um composto iônico, molecular ou metálico?

b) Sabe-se que o cloreto de hidrogênio, quando dissolvido em água, produz solução iônica. Com base nisso, pode-se afirmar que, ao ser dissolvido em água, esse composto sofre dissociação iônica, ionização ou nenhuma delas?

c) A solução aquosa desse composto conduz corrente elétrica ou não?

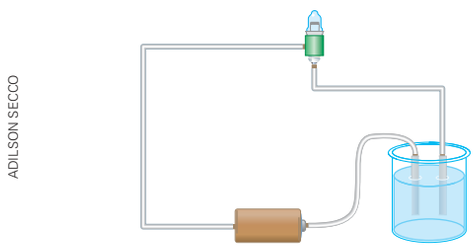
5. Sobre o açúcar comum, $C_{12}H_{22}O_{11}$, responda e justifique.

a) É uma substância iônica, molecular ou metálica?

b) Sabe-se que o açúcar comum, quando dissolvido em água, produz solução molecular. Dada essa informação, decida se, ao ser dissolvido em água, esse composto sofre dissociação iônica, ionização ou nenhuma delas.

c) A solução aquosa desse composto conduz corrente elétrica ou não?

6. (UFPE) Considere a figura a seguir:



ADILSON SECCO

e as seguintes possibilidades para o líquido existente no interior do copo:

I. H_2O

II. H_2O + glicose

III. H_2O + sal de cozinha

Qual alternativa melhor descreve a condição da lâmpada?

a) Acesa em II e apagada nas demais.

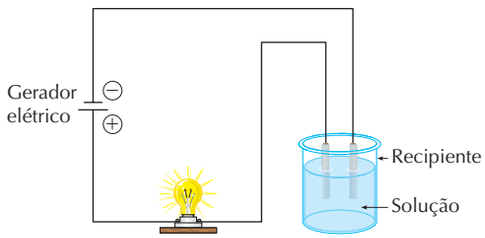
b) Apagada em I e acesa nas demais.

c) Apagada em I e II.

d) Acesa em I, II e III.

e) Acesa em I e apagada nas demais.

7. (Uerj) A experiência a seguir é largamente utilizada para diferenciar soluções eletrolíticas de soluções não eletrolíticas. O teste está baseado na condutividade elétrica e tem como consequência o acendimento da lâmpada.



ADILSON SECCO

A lâmpada acenderá quando no recipiente estiver presente a seguinte solução:

a) O_2 (ℓ)

b) H_2O (ℓ)

c) HCℓ (aq)

d) $C_6H_{12}O_6$ (aq)

8. (UFPI) Uma das características de substâncias que apresentam ligação iônica é:

a) apresentar ponto de fusão inferior a 150 °C.

b) conduzir corrente elétrica no estado sólido.

c) ser um líquido com ponto de ebulição superior a 150 °C.

d) apresentar os íons agrupados através de pontes de hidrogênio.

e) conduzir corrente elétrica em solução aquosa ou no estado fundido.

9. (Unifor-CE) A boa condutibilidade elétrica das soluções aquosas de cloreto de sódio deve-se ao movimento de:

a) elétrons livres.

b) elétrons compartilhados.

c) moléculas solvatadas.

d) moléculas dispersas.

e) íons dispersos.

10. (PUC-RJ) Escolha, entre as substâncias abaixo, aquela que tem as seguintes propriedades: não conduz a corrente elétrica no estado sólido, mas conduz em solução e é solúvel em solventes polares, como a água.

a) NaCℓ

b) Na

c) HCℓ

d) $C\ell_2$

e) H_2

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

11. (PUC-MG) Observe atentamente as afirmações abaixo:

I. São encontradas na natureza no estado sólido.
II. Apresentam alta condutividade elétrica em solução aquosa.
III. Apresentam alto ponto de fusão.

Essas propriedades são características das substâncias:

a) NaCℓ e CCℓ_4 **b)** Ag e Fe **c)** NH_3 e KCℓ **d)** KF e CaCℓ_2

12. (F. Dom Bosco-DF) Qual a afirmação falsa?

a) O HCℓ é uma substância molecular que se ioniza ao se dissolver em água.
b) A separação dos íons do retículo cristalino que ocorre quando uma substância iônica se dissolve em água chama-se ionização.
c) Substâncias iônicas apresentam ligações iônicas.
d) As substâncias moleculares podem ocorrer no estado sólido, líquido ou gasoso nas condições ambientais.
e) Toda substância iônica é sólida nas condições ambientais.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

13. (Unicamp-SP) Água pura é um mau condutor de corrente elétrica. O ácido sulfúrico puro (H_2SO_4) também é mau condutor. Explique o fato de uma solução diluída de ácido sulfúrico, em água, ser boa condutora de corrente elétrica.

14. (Unicamp-SP) Indique, nas afirmações a seguir, o que é correto ou incorreto, justificando sua resposta em poucas palavras. "Uma solução aquosa de cloreto de hidrogênio apresenta o número de cátions H^+ igual ao de ânions $C\ell^-$. Portanto é eletricamente neutra e não conduz a eletricidade."

15. (Vunesp) As substâncias X, Y e Z, sólidas à temperatura ambiente, apresentam as propriedades físicas resumidas na tabela.

Substância	Solubilidade em água	Condutividade elétrica do sólido	Condutividade elétrica no estado fundido	Condutividade elétrica em solução aquosa
X	solúvel	não conduz	conduz	conduz
Y	insolúvel	conduz	conduz	—
Z	insolúvel	não conduz	não conduz	—

Com base nesses dados, conclui-se que:

a) X é uma substância iônica; Y e Z são substâncias covalentes.
b) X é uma substância iônica; Y é um metal e Z é uma substância covalente.
c) X é uma substância covalente; Y e Z são substâncias iônicas.
d) X e Y são substâncias covalentes e Z é uma substância iônica.
e) X, Y e Z são substâncias iônicas.

16. (Uerj) A nanofiltração é um processo de separação que emprega membranas poliméricas cujo diâmetro de poro está na faixa de 1 nm (1 nm = 10^{-9} m).
Considere uma solução aquosa preparada com sais solúveis de cálcio, magnésio, sódio e potássio. O processo de nanofiltração dessa solução retém os íons divalentes, enquanto permite a passagem da água e dos íons monovalentes.
As espécies iônicas retidas são:

a) sódio e potássio. **b)** potássio e cálcio. **c)** magnésio e sódio. **d)** cálcio e magnésio.

17. (UFMG) Considere cada uma das seguintes substâncias, todas no estado sólido: cloreto de sódio, diamante, iodo e sódio.

a) Cite o sólido que não conduz corrente elétrica, mas se torna bom condutor quando fundido. Justifique o fato de a substância ser condutora no estado líquido.
b) Cite o sólido cujo cristal é mantido coeso, principalmente por interações de van der Waals. Justifique sua resposta.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Informe-se sobre a Química

O emprego de parâmetros físicos e químicos para a avaliação da qualidade de águas naturais

[Existem parâmetros físicos e químicos que podem ser usados para caracterizar a qualidade da água como, por exemplo, temperatura, pH – que expressa o grau de acidez ou de basicidade de uma solução –, oxigênio dissolvido e condutividade elétrica. Estas variáveis são utilizadas,] "juntamente com parâmetros para coliformes fecais, demanda bioquímica de oxigênio (DBO), nitrato total, fosfato total, turbidez e sólidos totais – para o cálculo do índice de qualidade das águas (IQA), utilizado por agências brasileiras de monitoramento/regulamentação ambiental, caso da Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental (CETESB), tendo como objetivo principal a utilização das águas para o abastecimento público. [...]

[A condutividade elétrica da água depende da concentração de íons em solução, ou seja, indica a quantidade de sais presentes e, portanto, pode ser usada como medida indireta da concentração de substâncias poluentes, uma vez que a composição natural da água foi modificada. A condutividade aumenta à medida que mais sólidos iônicos são adicionados, dando origem a íons livres em solução.] Esse parâmetro não discrimina quais são os íons presentes em água, mas é um indicador importante de possíveis fontes poluidoras. [...]

Tais despejos, provenientes em sua maioria de residências, compõem-se basicamente de urina, fezes, restos de alimentos, sabão, detergentes e águas de lavagem, contendo elevada quantidade de matéria orgânica, que contribuem para a entrada, no corpo d'água, de espécies iônicas como cálcio, magnésio, potássio, sódio, fosfatos, carbonatos, sulfatos, cloretos, nitratos, nitritos e amônia, dentre outras."

Fonte (Texto adaptado)**:** ZUIN, V. G.; IORIATTI, M. C. S. e MATHEUS, C. E. *Química Nova na Escola*. n. 1, v. 1, fevereiro, 2009. p. 3.

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

1. Além dos citados no texto (temperatura, pH, oxigênio dissolvido e condutividade elétrica), existem outros parâmetros, como a concentração de algumas espécies químicas (íons, moléculas) específicas, que são usados pela CETESB para monitorar a qualidade da água. Pesquise e cite algumas dessas espécies químicas que causam o aumento da condutividade elétrica da água.
2. Por que não é possível discriminar quais poluentes estão presentes na água por meio da medida de condutividade?
3. Pesquise o que é demanda bioquímica de oxigênio (DBO). Por que este fator é importante na monitoração do nível de poluição das águas?
4. Discuta em grupo e depois faça um pequeno texto sobre a importância da monitoração dos níveis de poluentes na água.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 11

Princípios da Química Inorgânica

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Definição operacional de ácido e de base*
- ✔ *Indicador ácido-base*
- ✔ *Conceituação de Arrhenius para ácido e para base*
- ✔ *Fórmula, nomenclatura, classificação e propriedades principais dos ácidos, das bases, dos sais e dos óxidos*
- ✔ *Força de eletrólitos*
- ✔ *Noções sobre poluição atmosférica*

▲ O molho vinagrete contém ácido acético, um ácido fraco.

BRIAN HAGIWARA/FOODPIX/GETTY IMAGES

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- sal
- óxido ácido
- óxido básico
- peróxido de hidrogênio
- efeito estufa
- chuva ácida

RYAN MCGINNIS/ALAMY/OTHER IMAGE

▲ Estátua exposta ao tempo no *Leeds City Hall,* Inglaterra, em 2007.

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

As substâncias químicas podem ser agrupadas em dois grandes conjuntos: as orgânicas e as inorgânicas. Essa distinção é muito antiga e iniciou-se com a crença de que as substâncias presentes nos seres vivos (por exemplo, proteínas, gorduras, óleos, açúcares e vitaminas) só podiam ser produzidas por organismos, jamais em ambiente de laboratório. Tais substâncias foram denominadas orgânicas. Todas as demais substâncias (por exemplo, as existentes nas rochas) foram denominadas inorgânicas.

A crença mencionada ruiu no século XIX, graças a inúmeras evidências experimentais obtidas por químicos da época. A partir de então, passou-se a considerar como substâncias orgânicas os compostos do elemento químico carbono. Eles são objeto de estudo da chamada Química Orgânica.

São modernamente denominadas **substâncias inorgânicas** aquelas que não contêm carbono em sua composição. Também são consideradas inorgânicas algumas substâncias que contêm carbono; é o caso do dióxido de carbono, do monóxido de carbono, da grafite, do diamante, do ácido carbônico, do ácido cianídrico, dos sais carbonatos e dos sais cianetos.

As substâncias inorgânicas são estudadas pela **Química Inorgânica**. Para facilitar, os químicos dividem-nas em grupos cujas características e propriedades se assemelham. Cada um desses grupos é chamado de função inorgânica.

Neste capítulo, você conhecerá quatro importantes funções inorgânicas — os **ácidos**, as **bases**, os **sais** e os **óxidos** — e aprenderá suas propriedades mais relevantes. Você também terá noções sobre algumas das substâncias inorgânicas presentes em nosso dia a dia e estudará alguns aspectos relevantes da poluição atmosférica.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1 Conceituação de ácidos e de bases

1.1 Definição operacional de ácidos e de bases

Existem em nosso cotidiano substâncias que apresentam sabor azedo, tais como o suco de limão e o vinagre. Há também substâncias que apresentam sabor adstringente, ou seja, "amarram" a boca. É o caso da banana, do caju e do caqui verdes e também do leite de magnésia. Na verdade, esses dois tipos de sabor, o azedo e o adstringente, caracterizam dois grandes grupos de substâncias: os ácidos e as bases.

> Provar toda e qualquer substância a fim de classificá-la é, no mínimo, um **procedimento tolo e muito perigoso, que jamais deve ser feito**.

Químicos do passado perceberam que as substâncias de sabor azedo, os ácidos, quando misturadas ao suco de uva ou de amora, deixam esses materiais avermelhados.

Já as substâncias de sabor adstringente, as bases, deixam o suco da uva e o da amora azulados. Além disso, as bases deixam a pele escorregadia, como se estivesse com sabão. Isso acontece porque elas reagem com substâncias presentes na pele, destruindo-as e **provocando lesões**.

> **Ácidos** são substâncias que avermelham o suco de uva ou de amora.

> **Bases** são substâncias que azulam o suco de uva ou de amora.

Essas são **definições operacionais** de ácidos e bases, ou seja, **definições fundamentadas apenas em operações experimentais**, sem envolver nenhuma teoria microscópica a respeito do assunto.

A maioria das substâncias não se encaixa em nenhum desses dois grupos. É o caso, por exemplo, do cloreto de sódio (sal de cozinha), da sacarose (açúcar comum) e do etanol (álcool comum).

O suco de uva e o suco de amora são exemplos de *indicadores ácido-base*.

> **Indicador ácido-base** é uma substância que apresenta uma determinada coloração em meio ácido e outra em meio básico.

A fenolftaleína e o tornassol são alguns dos indicadores ácido-base mais utilizados em laboratório. As cores desses indicadores diante de ácidos e bases são as seguintes:

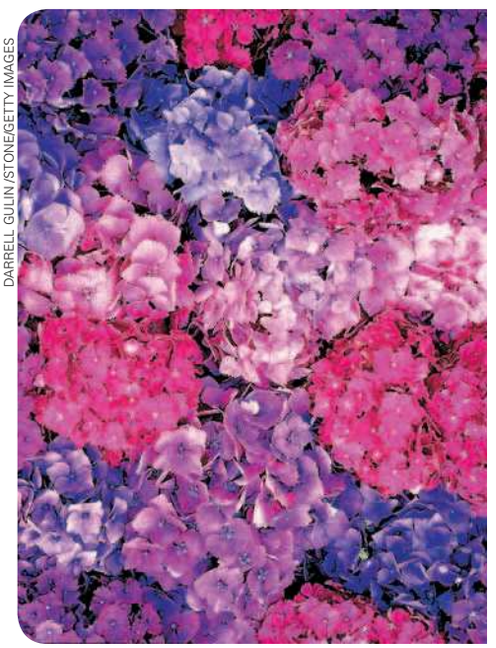
	Fenolftaleína	Tornassol
Meio ácido	Incolor	Vermelho
Meio básico	Rósea	Azul

O tornassol é comercializado (nas lojas de produtos químicos) em duas versões: o *papel de tornassol azul* e o *papel de tornassol vermelho*. Ambos consistem em tirinhas de papel contendo o indicador tornassol.

O papel de tornassol azul foi submetido, durante sua fabricação, ao contato com uma base, ficando azul. Num laboratório, esse papel é usado para testar se um certo material é ácido. Ácidos fazem-no mudar de cor, de azul para vermelho.

• ATENÇÃO

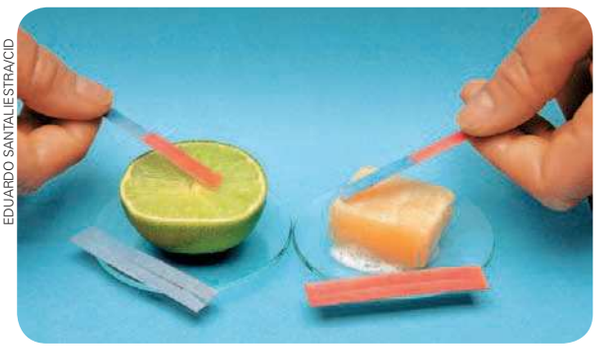
Para evitar acidentes, os materiais descritos neste capítulo devem ser preparados e MANUSEADOS EXCLUSIVAMENTE PELO(A) PROFESSOR(A). Mesmo em pequena quantidade, podem ser corrosivos, causar queimaduras e irritar a pele e os olhos. Alguns deles desprendem vapores irritantes e tóxicos. Nenhum dos reagentes deve ter contato com pele, boca e olhos, nem devem ser aproximados do nariz. Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.



DARRELL GULIN /STONE/GETTY IMAGES

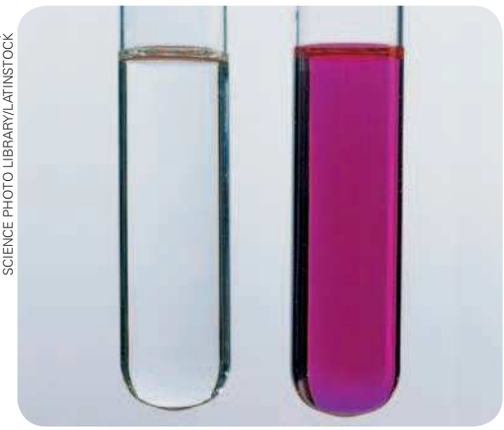
▲ Muitas flores contêm indicadores ácido-base naturais em suas pétalas. Esse é o caso de algumas hortênsias, como as da foto. Suas pétalas podem adquirir cor rósea ou azul-arroxeada, dependendo de fatores como solo, adubação etc., que influenciam a acidez ou a basicidade das pétalas.

Já o papel de tornassol vermelho, ao contrário do anterior, tomou contato, ao ser industrializado, com um ácido. Isso o fez ficar vermelho. É útil, portanto, para indicar se um determinado material é básico, uma vez que substâncias básicas fazem-no mudar de vermelho para azul.



EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ Ácidos avermelham o papel de tornassol azul (à esquerda) e bases azulam o papel de tornassol vermelho (à direita).



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

◀ A fenolftaleína permanece incolor em uma solução ácida (meio ácido) e fica rósea em solução básica (meio básico).

ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ O extrato do repolho roxo, obtido submetendo-se suas folhas picadas à água fervente por cerca de cinco minutos, atua como indicador ácido-base. Em meio ácido é vermelho/róseo e em meio básico é verde/amarelo.

INDICADORES ÁCIDO-BASE E PRODUTOS COTIDIANOS

Por meio do uso de indicadores ácido-base, como, por exemplo,

- solução de fenolftaleína em álcool,
- extrato de repolho roxo,
- trapos brancos umedecidos com suco de uva,
- trapos brancos umedecidos com suco de amora,

é possível fazer a distinção entre meios ácidos e básicos. Veja os exemplos de resultados experimentais:

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Material	Fenolftaleína	Extrato de repolho roxo*	Suco de uva	Suco de amora
Vinagre	Incolor	Vermelho	Avermelhado	Avermelhado
Suco de limão	Incolor	Vermelho	Avermelhado	Avermelhado
Refrigerante	Incolor	Vermelho	Avermelhado	Avermelhado
Líquido de bateria	Incolor	Vermelho	Avermelhado	Avermelhado
Ácido muriático	Incolor	Vermelho	Avermelhado	Avermelhado
Solução de amônia	Rósea	Verde	Azulado	Azulado
Leite de magnésia	Rósea	Verde	Azulado	Azulado
Sabonete	Rósea	Verde	Azulado	Azulado
Limpa-forno	Rósea	Verde	Azulado	Azulado

* Constata-se eventualmente a cor amarela em vez da verde, e a rósea em vez da vermelha.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ Produtos contendo ácido.

ADILSON SECCO

CORROSIVOS!

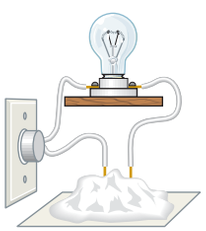
EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ Produtos contendo base.

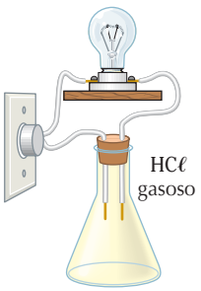
• ATENÇÃO

Limpa-forno, líquido de bateria e ácido muriático são **extremamente perigosos** e **NÃO devem ser manipulados pelos estudantes**.

1.2 Ácidos, bases e condutividade elétrica


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

NaOH
sólido



NaOH
dissolvido em água

HCℓ
dissolvido em água

KAMEEL 4U/
SHUTTERSTOCK

RISCO DE CHOQUE
ELÉTRICO

• ATENÇÃO

Esses experimentos NÃO devem ser feitos pelo aluno, nem sob a supervisão e orientação do(a) professor(a).

Eles estão sendo aqui APENAS RELATADOS para permitir a compreensão dos temas da Química tratados a seguir.

Por que NaOH e HCℓ não conduzem corrente elétrica quando puros, mas quando dissolvidos em água passam a conduzir? Para explicar esse fato vamos partir da informação de que a corrente elétrica é um fluxo ordenado de cargas elétricas.

No NaOH sólido há íons (que são portadores de carga elétrica), mas eles não estão livres para se movimentar. Estão "travados" em suas respectivas posições no retículo cristalino iônico do composto. O HCℓ gasoso é formado por moléculas e, por isso, não conduz corrente elétrica.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Já que as soluções de NaOH e HCℓ conduzem corrente elétrica, concluímos que nelas devem existir cargas elétricas livres para se movimentar. Que cargas são essas?

Quando o NaOH se dissolve em água, sofre o processo de dissociação iônica. Conforme foi explicado no capítulo 10, a dissociação iônica é a separação dos íons que ocorre quando uma substância iônica se dissolve em água.

Para representar tal acontecimento, os químicos utilizam a seguinte equação química:

Em equação: $NaOH\,(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$

Em palavras: **NaOH sólido se dissolve em água liberando íons Na^+ e OH^- em solução aquosa.**

Em uma equação química:
(s) indica sólido;
(ℓ) indica líquido;
(g) indica gasoso;
(aq) indica aquoso.

Através da dissociação iônica passam a existir, na solução de NaOH, íons livres para se movimentar e, dessa forma, conduzir a corrente elétrica. Todas as substâncias iônicas, ao se dissolverem em água, sofrem o processo de dissociação iônica. Entre essas substâncias iônicas podemos destacar as **bases**, das quais NaOH é um exemplo. Outros exemplos de equações químicas que representam a dissociação iônica de bases são:

$$KOH\,(s) \xrightarrow{H_2O} K^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$$

$$Ca(OH)_2\,(s) \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$$

$$A\ell(OH)_3\,(s) \xrightarrow{H_2O} A\ell^{3+}\,(aq) + 3\,OH^-\,(aq)$$

O HCℓ, por sua vez, é uma substância molecular, pois a ligação entre H e Cℓ é covalente. Como não há íons no HCℓ, ele não pode sofrer dissociação iônica (não podemos separar íons que não existem!). **Ao dissolver HCℓ em água ocorre o processo de ionização**, apresentado no capítulo 10; as moléculas de HCℓ são quebradas ao entrar em contato com a água, originando íons. Esse evento pode ser representado por meio da seguinte equação química*:

Em equação: $HC\ell\,(g) \xrightarrow{H_2O} H^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq)$

Em palavras: **HCℓ gasoso, ao se dissolver em água, origina íons H^+ e $C\ell^-$ em solução aquosa.**

Devido à ionização, quando o HCℓ se dissolve em água são criados íons livres para conduzir a corrente elétrica. Como vimos no capítulo 10, nem todos os compostos moleculares se ionizam em água: o açúcar da cana ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e o álcool comum (C_2H_6O) são exemplos em que isso não ocorre.

No momento estamos interessados em estudar os **ácidos**, compostos moleculares que sofrem ionização em água, sendo o HCℓ um exemplo. Outros exemplos são:

$$HBr\,(g) \xrightarrow{H_2O} H^+\,(aq) + Br^-\,(aq)$$

$$HNO_3\,(\ell) \xrightarrow{H_2O} H^+\,(aq) + NO_3^-\,(aq)$$

$$H_2SO_4\,(\ell) \xrightarrow{H_2O} 2\,H^+\,(aq) + SO_4^{2-}\,(aq)$$

* Veremos, mais à frente, que essa equação é mais bem representada da seguinte maneira:
$HC\ell + H_2O \rightarrow H_3O^+ + C\ell^-$.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1.3 O conceito ácido-base de Arrhenius

Fundamentado em experiências de condutividade elétrica como as que descrevemos, o químico Arrhenius propôs, em 1887, as seguintes definições:

> **Ácido** é todo composto que, dissolvido em água, origina H^+ como único cátion (o ânion varia de ácido para ácido).
> **Base** é todo composto que, dissolvido em água, origina OH^- como único ânion (o cátion varia de base para base).

Assim, para Arrhenius, o íon H^+ é o responsável pelo sabor azedo dos ácidos e por sua ação sobre indicadores. Da mesma forma, o íon OH^- é o responsável pelo sabor adstringente das bases, por sua ação sobre indicadores e pelo ataque à pele, tornando-a escorregadia.

ALBUM/AKG/LATINSTOCK

▲ O químico sueco Svante Arrhenius (1859-1927), que recebeu o Prêmio Nobel em 1903 por suas teorias sobre a dissociação de eletrólitos. Foto de 1915.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. Cite algumas propriedades que permitam decidir se uma substância possui **caráter ácido** ou **básico**.

2. O que é um **indicador ácido-base**?

3. Cite dois indicadores ácido-base muito usados em laboratórios e três outros que podem ser extraídos de vegetais facilmente encontrados.

4. Quais dos seguintes materiais são condutores de corrente elétrica?
a) HCℓ puro gasoso.
b) HCℓ dissolvido em água.
c) NaOH puro sólido.
d) NaOH dissolvido em água.

5. Segundo Arrhenius, qual é o **íon** responsável pelas propriedades dos ácidos? E das bases?

6. Consulte a tabela periódica para obter as informações porventura necessárias e, a seguir, determine quantos:
a) prótons existem ao todo em cada um dos íons da resposta da questão anterior?
b) elétrons existem ao todo em cada um dos íons da resposta da questão anterior?

7. Os compostos de fórmulas HF, HCℓ, HBr, HI e H_2S estão entre as substâncias consideradas ácidos de Arrhenius.
Escreva a fórmula estrutural que representa a molécula de cada um deles.

8. Elabore uma fórmula eletrônica (fórmula de Lewis) para o íon que, segundo Arrhenius, é o responsável pelas propriedades das bases. Que tipo de ligação química há entre os dois átomos presentes nesse íon?

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2 Ácidos

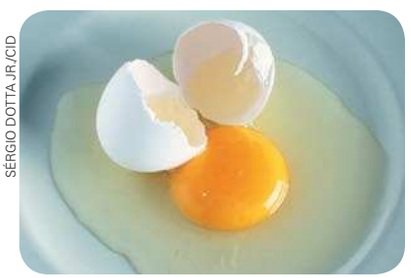
2.1 Fórmulas e nomenclatura

Os ácidos podem ser divididos em dois grupos: os que não contêm oxigênio (não oxigenados) e os que contêm (oxigenados).

Ácidos não oxigenados (ou hidrácidos)

As substâncias HF, HCℓ, HBr, HI, H_2S e HCN são gasosas nas condições ambientes. Quando dissolvidas em água são consideradas ácidos, pois sofrem ionização, liberando íons H^+. Para denominar esse tipo de ácido, basta escrever o nome do elemento, seguido da terminação **ídrico**:

HF	ácido fluor**ídrico**	H_2S	ácido sulf**ídrico** (do latim *sulfur*, "enxofre")
HCℓ	ácido clor**ídrico**	HCN	ácido cian**ídrico**
HBr	ácido brom**ídrico**		
HI	ácido iod**ídrico**		


SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Ovos contêm substâncias com átomos de enxofre em sua composição. Quando o ovo apodrece, essas substâncias dão origem ao H_2S, que é responsável pelo fétido odor de ovo podre.

Ácidos oxigenados (ou oxiácidos)

Há várias maneiras de ensinar a dar nome para os principais ácidos que contêm oxigênio. A que consideramos a mais prática para ser apresentada neste momento requer que se conheça a fórmula de seis ácidos, quatro dos quais são:

HNO_3	ácido nítrico	H_2SO_4	ácido sulfúrico
$HC\ell O_3$	ácido clórico	H_3PO_4	ácido fosfórico

Perceba que todos os nomes terminam em **ico**. A partir deles, acrescentando ou retirando oxigênios, conseguimos a fórmula de outros ácidos.

$HC\ell O_4$ ácido perclórico	—	—	—	**per ..... ico** (+O)
$HC\ell O_3$ ácido clórico	H_2SO_4 ácido sulfúrico	HNO_3 ácido nítrico	H_3PO_4 ácido fosfórico	**..... ico** (−O)
$HC\ell O_2$ ácido cloroso	H_2SO_3 ácido sulfuroso	HNO_2 ácido nitroso	H_3PO_3 ácido fosforoso	**..... oso** (−O)
$HC\ell O$ ácido hipocloroso	—	—	H_3PO_2 ácido hipofosforoso	**hipo ..... oso**

Carbono e boro formam os ácidos carbônico e bórico, cujas fórmulas é útil conhecer:

H_2CO_3	ácido carbônico	H_3BO_3	ácido bórico

Como já sabemos, **elementos pertencentes a um mesmo grupo (família) da tabela periódica possuem propriedades semelhantes**. Assim, bromo (Br) e iodo (I) originam ácidos semelhantes aos do cloro ($C\ell$), pois todos pertencem ao grupo dos halogênios.

H	$C\ell$	O_4	ácido	per	clór	ico
H	$C\ell$	O_3	ácido		clór	ico
H	$C\ell$	O_2	ácido		clor	oso
H	$C\ell$	O	ácido	hipo	clor	oso

Trocando cloro por bromo ou por iodo, temos:

Br	brom
I	iod

Selênio (Se) e telúrio (Te) comportam-se de modo semelhante ao enxofre (S). E arsênio (As) e antimônio (Sb), de modo semelhante ao fósforo (P).

Há alguns ácidos que podem ser encarados como provenientes da desidratação (perda de água) de outros ácidos. Nesse caso, utilizam-se os prefixos **meta** e **piro** para fazer a diferenciação.

H_3PO_4	ácido fosfórico	$2\,(H_3PO_4)$	ácido fosfórico
$-\ H_2O$	(ou **orto**fosfórico)	$-\ H_2O$	(ou **orto**fosfórico)
HPO_3	ácido **meta**fosfórico	$H_4P_2O_7$	ácido **piro**fosfórico

ZORAN MILICH/MASTERFILE/OTHER IMAGES

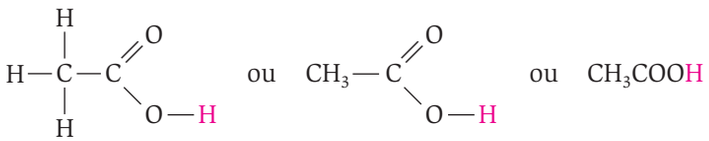
▲ A chuva, mesmo em locais não poluídos, contém H_2CO_3. Em locais poluídos, nela passam a estar presentes HNO_3 e H_2SO_4, que dão origem ao fenômeno conhecido como "chuva ácida". Londres, Inglaterra, 2003.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Sobre os prefixos orto, meta e piro, podemos dizer que:

- O prefixo **orto** indica apenas que o ácido em questão pode gerar outro por desidratação; esse prefixo **pode ser omitido**.
- O prefixo **meta** indica que o ácido pode ser encarado como proveniente da retirada de 1 molécula de água de 1 molécula do ácido orto.
- O prefixo **piro** indica que o ácido pode ser encarado como proveniente da retirada de 1 molécula de água de 2 moléculas do ácido orto.

O vinagre é uma solução aquosa de **ácido acético**, um ácido fraco da Química Orgânica. Dada sua importância, precisamos saber desde já sua estrutura.



Representações que podem ser usadas para o ácido acético

Nas fórmulas acima, apenas o hidrogênio destacado em magenta é ionizável. A ionização do ácido acético pode ser assim equacionada:

$$CH_3COOH \rightarrow H^+ + CH_3COO^-$$

Cromo e *manganês* são dois elementos metálicos que formam ácidos. Os sais derivados desses ácidos (estudaremos os sais mais à frente) são bastante importantes em certos procedimentos químicos de laboratório.

$HMnO_4$ ácido permangânico

H_2MnO_4 ácido mangânico

H_2CrO_4 ácido crômico

$H_2Cr_2O_7$ ácido pirocrômico (ou dicrômico)

ADILSON SECCO

▲ Todos esses produtos contêm soluções aquosas de ácidos. Na bateria há ácido sulfúrico (H_2SO_4); no vinagre, ácido acético (CH_3COOH); e nos refrigerantes, ácido carbônico (H_2CO_3). Algumas variedades de refrigerante contêm ácido fosfórico (H_3PO_4). Ácido muriático é o nome comercial do ácido clorídrico ($HC\ell$).

• ATENÇÃO

O ácido muriático é extremamente corrosivo e desprende vapores tóxicos que irritam a pele, os olhos, as mucosas e o sistema respiratório. O líquido de baterias (que contém H_2SO_4) também é extremamente corrosivo.

A manipulação desses materiais é perigosa e desaconselhável.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

9. Escreva o nome dos seguintes ácidos:

a) $HC\ell$
b) $HC\ell O$
c) $HC\ell O_2$
d) $HC\ell O_3$
e) $HC\ell O_4$
f) H_2S
g) H_2SO_4
h) H_2SO_3
i) HNO_3
j) HNO_2
k) HBr
l) HCN
m) H_3PO_4
n) H_3PO_3
o) H_3PO_2
p) $H_4P_2O_7$
q) HPO_3
r) H_2CO_3
s) CH_3COOH
t) H_2CrO_4
u) $HMnO_4$

10. Escreva a fórmula molecular dos seguintes ácidos:

a) nítrico;
b) clórico;
c) carbônico;
d) sulfúrico;
e) fosfórico;
f) nitroso;
g) sulfuroso;
h) hipocloroso;
i) iodídrico;
j) fluorídrico;
k) hipofosforoso.

11. Escreva a fórmula molecular dos seguintes ácidos (consulte a tabela periódica para resolver por semelhança):

a) periódico;
b) brômico;
c) bromoso;
d) hipoiodoso;
e) arsênico;
f) selênico.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

12. (PUC-MG) A tabela apresenta algumas características e aplicações de alguns ácidos.

Nome do ácido	Aplicações e características
Ácido muriático	Limpeza doméstica e de peças metálicas (decapagem)
Ácido fosfórico	Usado como acidulante em refrigerantes, balas e goma de mascar
Ácido sulfúrico	Desidratante, solução de bateria
Ácido nítrico	Indústria de explosivos e corantes

As fórmulas dos ácidos da tabela são, respectivamente:

a) $HC\ell$, H_3PO_4, H_2SO_4, HNO_3
b) $HC\ell O$, H_3PO_3, H_2SO_4, HNO_2
c) $HC\ell$, H_3PO_3, H_2SO_4, HNO_3
d) $HC\ell O_2$, $H_4P_2O_7$, H_2SO_3, HNO_2
e) $HC\ell O$, H_3PO_4, H_2SO_3, HNO_3

13. (UFPB) Os ácidos são substâncias químicas sempre presentes no cotidiano do homem. Por exemplo, durante a amamentação, era comum usar-se água boricada (solução aquosa que contém *ácido bórico*) para fazer a assepsia do seio da mãe; para limpezas mais fortes da casa, emprega-se ácido muriático (solução aquosa de *ácido clorídrico*); nos refrigerantes, encontra-se o *ácido carbônico*; e, no ovo podre, o mau cheiro é devido à presença do *ácido sulfídrico*.
Estes ácidos podem ser representados, respectivamente, pelas seguintes fórmulas moleculares:

a) H_3BO_3, $HC\ell$, H_2CO_2 e H_2SO_4
b) H_2BO_3, $HC\ell$, H_2CO_3 e H_2S
c) H_3BO_3, $HC\ell O_3$, H_2SO_3 e H_2CO_2
d) H_2BO_3, $HC\ell O_4$, H_2S e H_2CO_3
e) H_3BO_3, $HC\ell$, H_2CO_3 e H_2S

14. (Univali-SC) A chuva ácida é um fenômeno químico resultante do contato entre o vapor-d'água existente no ar, o dióxido de enxofre e os óxidos de nitrogênio. O enxofre é liberado, principalmente, por indústrias de veículos e usinas termoelétricas movidas a carvão e a óleo; os óxidos de nitrogênio, por automóveis e fertilizantes.
Ambos reagem com o vapor-d'água, originando, respectivamente, os ácidos sulfuroso, sulfídrico e sulfúrico, e o ácido nítrico. Esses elementos se precipitam, então, na forma de chuva, neve, orvalho ou geada, na chamada chuva ácida.
Dentre os efeitos da chuva ácida estão a corrosão de equipamentos e a degradação das plantas, solos e lagos. O contato com os ácidos é prejudicial, podendo causar, por exemplo, doenças respiratórias.
As fórmulas dos ácidos citados no texto, respectivamente, são:

a) H_2S, H_2SO_4, H_2SO_3, HNO_3
b) H_2SO_3, H_2SO_4, H_2S, HNO_2
c) HSO_4, HS, H_2SO_4, HNO_3
d) HNO_3, H_2SO_4, H_2S, H_2SO_3
e) H_2SO_3, H_2S, H_2SO_4, HNO_3

15. (UFSM-RS) Associe a 2ª coluna à 1ª, considerando os ácidos.

1. $H_4P_2O_7$	A. fosfórico
2. H_3PO_3	B. fosforoso
3. H_3PO_4	C. nitroso
4. $HC\ell O_2$	D. nítrico
5. $HC\ell O_3$	E. hipofosforoso
6. $HC\ell O_4$	F. pirofosfórico
7. H_2SO_3	G. sulfuroso
8. HNO_2	H. cloroso
	I. perclórico
	J. clórico
	L. sulfúrico

A sequência das combinações corretas é

a) 1E — 2F — 3A — 4H — 5B — 6J — 7G — 8D.
b) 1F — 2E — 3B — 4J — 5H — 6I — 7L — 8C.
c) 1B — 2E — 3F — 4I — 5J — 6H — 7G — 8D.
d) 1E — 2B — 3F — 4J — 5I — 6H — 7L — 8D.
e) 1F — 2B — 3A — 4H — 5J — 6I — 7G — 8C.

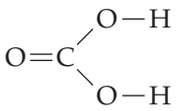
2.2 Fórmulas estruturais dos ácidos oxigenados

Com base no resultado de pesquisas experimentais, foi possível propor uma regra empírica (isto é, com base experimental) para escrever a fórmula estrutural dos ácidos oxigenados, sendo conhecida a fórmula molecular:

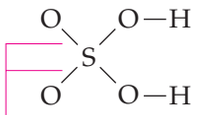
1. Escrever o símbolo do elemento que está no centro da fórmula molecular.
2. Colocar um oxigênio entre cada hidrogênio capaz de se ionizar (hidrogênio ionizável) e o elemento central.
3. Ligar os oxigênios restantes, se houver, ao elemento central. (Havendo hidrogênios não ionizáveis, eles devem ser ligados ao elemento central. Isso ocorre no H_3PO_3 e no H_3PO_2, como será visto mais à frente.)

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

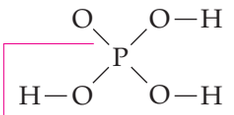
Seguindo os passos dessa sequência, elaboramos, por exemplo, as seguintes fórmulas estruturais:



H_2CO_3
Ácido carbônico



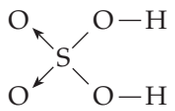
H_2SO_4
Ácido sulfúrico



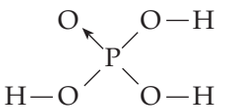
H_3PO_4
Ácido fosfórico

Essas ligações são consideradas, por alguns autores, como "dativas"

Se considerássemos o modelo da "ligação dativa", as fórmulas estruturais do H_2SO_4 e do H_3PO_4 ficariam:



H_2SO_4
Ácido sulfúrico



H_3PO_4
Ácido fosfórico

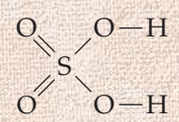
Atenção

As fórmulas estruturais dos ácidos sulfúrico e fosfórico apresentadas neste item 2.2 estão de acordo com o que é apresentado neste livro sobre ligação química e regra do octeto.

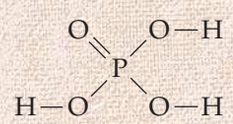
Porém, na Química universitária são estudadas evidências experimentais que permitem escrever essas fórmulas com ligação dupla S=O e P=O. Nelas, o fósforo está com dez elétrons na camada de valência e o enxofre com doze (veja também o item 4.4 do capítulo 8). Trata-se da expansão do octeto.

Como as fórmulas mostradas abaixo **são as mais empregadas para esses ácidos em publicações científicas**, resolvemos incluí-las aqui.

As ligações duplas S=O e P=O também são escritas nas fórmulas estruturais dos ácidos sulfuroso, fosforoso e hipofosforoso.



Ácido sulfúrico (H_2SO_4)



Ácido fosfórico (H_3PO_4)

Exercícios essenciais

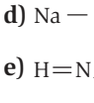
Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

16. Escreva a fórmula estrutural dos seguintes ácidos:

a) hipocloroso;
b) cloroso;
c) clórico;
d) perclórico;
e) sulfúrico;
f) sulfuroso;
g) fosfórico;
h) carbônico;
i) nítrico;
j) nitroso;
k) clorídrico;
l) bromídrico;
m) sulfídrico;
n) cianídrico (H liga-se a C).

17. (Mackenzie-SP) Dentre as fórmulas estruturais dadas nas alternativas, relativas às substâncias H_2O, HNO_2 e NaHS, a única correta é:

a) $Na^{1-}\ [H-S]^{1+}$
b) H=O
c) H—O—N=O
d) Na—H—S
e) 

Dados os números atômicos:
H = 1; N = 7; O = 8; Na = 11; S = 16

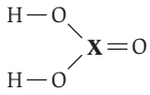
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

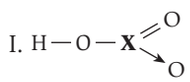
18. (Uerj) Observe a estrutura genérica representada abaixo.

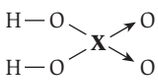


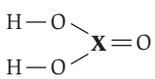
Para que o composto esteja corretamente representado, de acordo com as ligações químicas indicadas na estrutura, **X** deverá ser substituído pelo seguinte elemento:

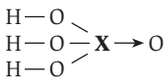
a) fósforo.
b) enxofre.
c) carbono.
d) nitrogênio.

19. (UCS-RS) Nas fórmulas estruturais de ácidos a seguir, **X** representa um elemento químico.

I. 

III. 

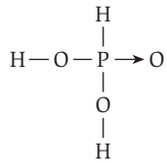
II. 

IV. 

Os elementos que substituem corretamente o **X** nas fórmulas estruturais são, respectivamente:

a) N, C, S, P
b) N, Si, Se, Br
c) P, C, Se, N
d) N, Sn, As, P
e) P, Pb, Br, As

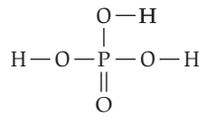
20. (PUC-PR) A fórmula estrutural:



representa o ácido:

a) fosfórico.
b) metafosfórico.
c) fosforoso.
d) hipofosforoso.
e) ortofosforoso.

21. (UFV-MG) Observe a seguinte estrutura química:



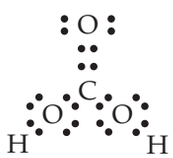
O nome do composto representado acima é:

a) peróxido de fósforo.
b) hidrácido fosforoso.
c) hidróxido de fósforo.
d) óxido hidrofosfórico.
e) ácido fosfórico.

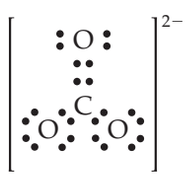
2.3 Ionização de ácidos

$$HC\ell \rightarrow H^+ + C\ell^-$$
$$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$$
$$H_2CO_3 \rightarrow 2\,H^+ + CO_3^{2-}$$
$$H_3PO_4 \rightarrow 3\,H^+ + PO_4^{3-}$$

A fórmula estrutural nos ajuda a entender a carga do ânion resultante. Na ionização quebra-se uma ligação covalente e ambos os elétrons permanecem no ânion. Assim, o hidrogênio adquire carga positiva (H^+) e o ânion carga negativa. Como exemplo, compare as fórmulas de H_2CO_3 e de CO_3^{2-}:



ácido carbônico (H_2CO_3)



ânion derivado do ácido carbônico (CO_3^{2-})

As duas cargas negativas se devem aos elétrons que eram dos dois hidrogênios.

Esta constatação facilita muito!

Note que o ânion derivado de um ácido terá uma carga negativa para cada H^+ ionizado.

Os ácidos podem ser classificados de acordo com o número de hidrogênios ionizáveis que há em suas moléculas. Assim, $HC\ell$ e HNO_3 são **monoácidos**, H_2CO_3 e H_2SO_4 são **diácidos**, H_3PO_4 e H_3BO_3 são **triácidos** e $H_4P_2O_7$ é **tetrácido**.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.4 Ionização em etapas

Quando um ácido libera mais de um H^+, na verdade ele o faz em etapas, liberando um por vez. Assim, podemos escrever uma equação química para cada etapa da ionização.

Por exemplo:

$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$ **Primeira etapa**

$HSO_4^- \rightarrow H^+ + SO_4^{2-}$ **Segunda etapa**

(+)

$H_2SO_4 \rightarrow 2\,H^+ + SO_4^{2-}$ **Soma das etapas**

$H_3PO_4 \rightarrow H^+ + H_2PO_4^-$ **Primeira etapa**

$H_2PO_4^- \rightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$ **Segunda etapa**

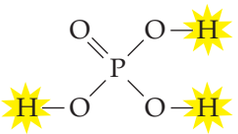
$HPO_4^{2-} \rightarrow H^+ + PO_4^{3-}$ **Terceira etapa**

(+)

$H_3PO_4 \rightarrow 3\,H^+ + PO_4^{3-}$ **Soma das etapas**

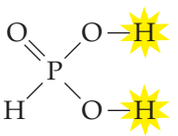
Os ácidos fosforoso e hipofosforoso, apesar de possuírem três hidrogênios em suas moléculas, não perdem todos os três na forma de H^+.

O ácido fosforoso apresenta dois hidrogênios ionizáveis e o ácido hipofosforoso apenas um. Evidências científicas revelaram que os hidrogênios não ionizáveis aparecem na fórmula estrutural unidos diretamente ao fósforo e não ao oxigênio, conforme representado nas fórmulas estruturais ao lado. Assim:



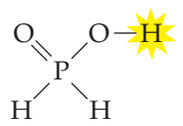
Ácido fosfórico (H_3PO_4)

3 hidrogênios ionizáveis



Ácido fosforoso (H_3PO_3)

2 hidrogênios ionizáveis



Ácido hipofosforoso (H_3PO_2)

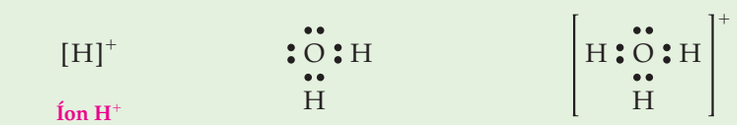
1 hidrogênio ionizável

O **ácido fosforoso** (H_3PO_3) é classificado como **diácido** e o **ácido hipofosforoso** (H_3PO_2) é classificado como **monoácido**.

ALGO MAIS SOBRE ÁCIDOS DE ARRHENIUS

De acordo com Arrhenius, ácidos são substâncias que em solução aquosa originam H^+ como único cátion.

Na verdade, um íon H^+ não é estável, uma vez que o hidrogênio necessita de dois elétrons para se assemelhar ao gás nobre hélio e na forma de H^+ não possui nenhum. Para se estabilizar, um íon H^+ se une à água produzindo um íon H_3O^+.



Íon H^+ (nenhum elétron) — **Molécula de H_2O** — **Íon hidroxônio, ou hidrônio, H_3O^+**

Assim, a maneira mais correta de representarmos a ionização dos ácidos é:

$HC\ell + H_2O \rightarrow H_3O^+ + C\ell^-$

$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

$H_2SO_4 + 2\,H_2O \rightarrow 2\,H_3O^+ + SO_4^{2-}$

A definição de Arrhenius pode ser reescrita como: **Ácido é todo composto que, dissolvido em água, origina H_3O^+ como único cátion.**

H_3O^+

Íon hidroxônio
ou
íon hidrônio

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

22. Equacione a ionização (em uma só equação) dos seguintes ácidos:

a) clorídrico;
b) clórico;
c) nítrico;
d) sulfúrico;
e) carbônico;
f) fosfórico.

23. Equacione a ionização (em duas ou mais etapas, conforme o caso) dos seguintes ácidos:

a) sulfúrico;
b) sulfuroso;
c) carbônico;
d) fosfórico;
e) pirofosfórico.

24. (Vunesp) Verifica-se experimentalmente que tanto a água como o ácido nítrico puros são maus condutores de eletricidade. Observa-se, também, que uma solução de ácido nítrico em água é boa condutora de eletricidade. Explique essas observações experimentais.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

25. (Mackenzie-SP)

$$H_3PO_4 + 3\ H_2O \rightarrow 3\ H_3O^{1+} + PO_4^{3-}$$

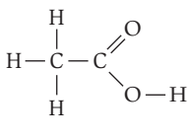
A equação acima representa uma reação

a) de dissociação iônica.
b) que tem um diácido como reagente.
c) de ionização total, formando o cátion hidroxônio.
d) de ionização, produzindo o ânion fosfeto.
e) que, na ionização total, produz um ânion monovalente.

26. (Uerj) O vinagre é uma solução aquosa diluída que contém o ácido acético ionizado. As fórmulas molecular e estrutural deste ácido estão abaixo representadas:

fórmula molecular: $H_4C_2O_2$

fórmula estrutural:



O segundo membro da equação química que representa corretamente a ionização do ácido acético aparece na seguinte alternativa:

a) $H^+ + H_3C_2O_2^-$
b) $2\ H^+ + H_2C_2O_2^{2-}$
c) $3\ H^+ + HC_2O_2^{3-}$
d) $4\ H^+ + C_2O_2^{4-}$

27. (Fuvest-SP)

a) Qual o nome do produto de uso doméstico que contém ácido acético?
b) Indique quatro espécies químicas (íons, moléculas) que existem em uma solução aquosa de ácido acético (H_3CCOOH).

28. (UVA-CE) Os ácidos $HC\ell O_4$, H_2MnO_4, H_3PO_3, $H_4Sb_2O_7$, quanto ao número de hidrogênios ionizáveis, podem ser classificados em:

a) monoácido, diácido, triácido, tetrácido.
b) monoácido, diácido, triácido, triácido.
c) monoácido, diácido, diácido, tetrácido.
d) monoácido, monoácido, diácido, triácido.

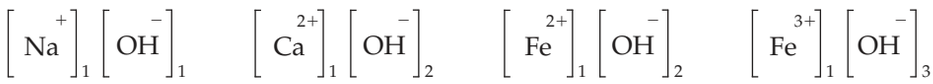
29. (Mackenzie-SP) O ácido que é classificado como oxiácido, diácido e é formado por átomos de três elementos químicos diferentes é:

a) H_2S
b) $H_4P_2O_7$
c) HCN
d) H_2SO_3
e) HNO_3

3 Bases

3.1 Fórmulas e nomenclatura

As bases de Arrhenius são compostos iônicos formados por um cátion de elemento metálico ligado ionicamente ao íon OH^-. Por exemplo:



$NaOH$ $\quad$ $Ca(OH)_2$ $\quad$ $Fe(OH)_2$ $\quad$ $Fe(OH)_3$

OH^-
Íon hidroxila
ou
íon oxidrila

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Bases de metais que possuem carga fixa

TABELA 1 Elementos metálicos que formam um só cátion

Elemento metálico	Carga em ligação iônica	
Alcalinos	+1	Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, Fr^+
Alcalino-terrosos	+2	Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Ra^{2+}
Prata	+1	Ag^+
Zinco	+2	Zn^{2+}
Alumínio	+3	$A\ell^{3+}$

Os metais listados na tabela 1 formam apenas uma base, cujo nome é dado escrevendo as palavras "hidróxido de" seguidas pelo nome do metal. Assim, por exemplo:

NaOH	hidróxido de sódio	$Ca(OH)_2$	hidróxido de cálcio
KOH	hidróxido de potássio	$Zn(OH)_2$	hidróxido de zinco
AgOH	hidróxido de prata	$A\ell(OH)_3$	hidróxido de alumínio

Bases de metais que possuem carga variável

TABELA 2 Exemplos de elementos metálicos que formam mais de um cátion

Elemento metálico	Carga em ligação iônica			
	+1	+2	+3	+4
Cobre	Cu^+	Cu^{2+}		
Mercúrio	Hg_2^{2+}	Hg^{2+}		
Ouro	Au^+		Au^{3+}	
Ferro		Fe^{2+}	Fe^{3+}	
Níquel		Ni^{2+}	Ni^{3+}	
Cromo		Cr^{2+}	Cr^{3+}	
Cobalto		Co^{2+}	Co^{3+}	
Estanho		Sn^{2+}		Sn^{4+}
Chumbo		Pb^{2+}		Pb^{4+}
Manganês		Mn^{2+}	Mn^{3+}	Mn^{4+}

Os metais listados na tabela 2, por não apresentarem apenas uma carga iônica, dão origem a mais de uma base e, dessa forma, o nome deve levar isso em conta para que não haja confusão. O modo moderno de nomear essas bases é escrever "hidróxido de" seguido do nome do metal e de um número, em algarismos romanos e entre parênteses, que corresponde à carga do cátion do metal. Assim, por exemplo:

CuOH	hidróxido de cobre (I)	$Fe(OH)_2$	hidróxido de ferro (II)
$Cu(OH)_2$	hidróxido de cobre (II)	$Fe(OH)_3$	hidróxido de ferro (III)

GILLES BASSIGNAC/GAMMA-OTHER IMAGES

◀ A ferrugem consiste numa mistura de $Fe(OH)_2$ e $Fe(OH)_3$. Buran, Kuwait, 1991.

ADILSON SECCO

▲ A soda cáustica, NaOH, está presente nos limpadores de forno e desentupidores de pia. É também aplicada na fabricação de sabão. A cal hidratada, $Ca(OH)_2$, é utilizada para preparar argamassa, para fazer pintura e para reduzir a acidez do solo antes do plantio. O hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$, e o hidróxido de alumínio, $A\ell(OH)_3$, são usados em alguns medicamentos para combater a acidez estomacal.

• ATENÇÃO

NaOH e $Ca(OH)_2$ não devem ser manipulados sem orientação e supervisão adequadas. Eles são sólidos brancos que provocam queimaduras na pele e nos olhos. Se ingeridos, causam sérias lesões internas.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ As cinzas, em contato com a água, produzem KOH. Na foto vemos cinza jogada em água contendo fenolftaleína. O indicador adquire cor rósea, evidenciando que o meio fica básico. A palavra **álcali**, que significa base, vem do árabe *al-qali*, que quer dizer "a cinza".

• ATENÇÃO

Evite o contato das cinzas com a pele, mucosas e olhos. Elas têm características básicas e podem causar queimaduras.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Quando o metal possuir apenas duas cargas, há um outro modo para denominar as bases, mais antigo, porém ainda em uso. Ele consiste na palavra "hidróxido" seguida do nome do elemento com a terminação **oso** no caso de ser o cátion com a carga **menor** e a terminação **ico** no caso de ser a **maior**. Assim:

$CuOH$	hidróxido cupr**oso**	$Fe(OH)_2$	hidróxido ferr**oso**
$Cu(OH)_2$	hidróxido cúpr**ico** (do latim *cuprum*, "cobre")	$Fe(OH)_3$	hidróxido férr**ico**

3.2 Amônia (NH_3): uma base diferente

A **amônia** (NH_3), também chamada de **amoníaco**, é um composto gasoso que, ao ser dissolvido em água, sofre ionização produzindo como íon negativo exclusivamente OH^-. Por isso a amônia, em água, é classificada como base.

$$NH_3\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow NH_4^+\,(aq) + \boxed{OH^-\,(aq)}$$ **Hidroxila**

> Você não deve confundir **amônia** (NH_3), que é uma **molécula**, com **amônio** (NH_4^+), que é um **íon positivo** (cátion).
> Podemos representar o produto da reação equacionada acima por meio da fórmula **NH_4OH** e chamar essa base de **hidróxido de amônio**. Assim, o composto de fórmula NH_4OH só existe na água. Ao ler a fórmula NH_4OH devemos ter sempre isso em mente.

Compostos como NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$ possuem metal em sua composição. São compostos iônicos e, portanto, sólidos nas condições ambientes. Quando dissolvidos em água, sofrem dissociação iônica, liberando íons OH^-.

Já a amônia, NH_3 — composto molecular que, nas condições ambientes, é um gás de cheiro forte e irritante —, não possui metal em sua composição. Quando dissolvida em água, reage com ela, originando íons. Portanto, ao contrário das demais bases, que sofrem dissociação iônica, **a amônia sofre *ionização* quando é dissolvida em água**.

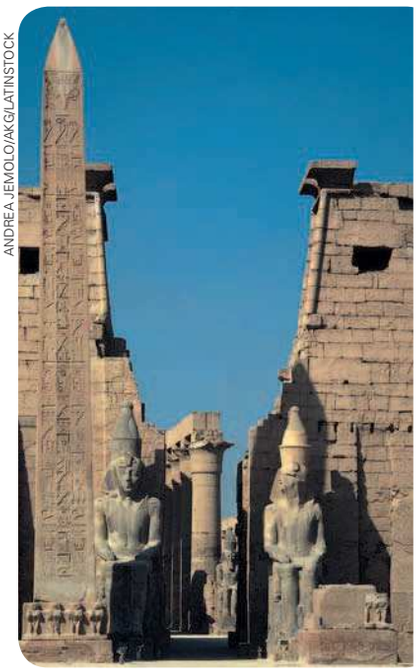
3.3 Dissociação iônica das bases de metais; ionização da amônia

Em água, os **hidróxidos de metais**, que são substâncias iônicas, sofrem **dissociação iônica**, em que o íon negativo liberado é a hidroxila:

$$NaOH\,(s) \rightarrow Na^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$$
$$Ca(OH)_2\,(s) \rightarrow Ca^{2+}\,(aq) + 2\,OH^-\,(aq)$$
$$A\ell(OH)_3\,(s) \rightarrow A\ell^{3+}\,(aq) + 3\,OH^-\,(aq)$$

> As bases podem ser classificadas de acordo com o número de hidroxilas presentes em suas fórmulas. Assim, NaOH e KOH são **monobases**, $Ca(OH)_2$ e $Fe(OH)_2$ são **dibases** e $A\ell(OH)_3$ e $Fe(OH)_3$ são **tribases**.

Como vimos, a **amônia** em solução aquosa é uma base diferente das demais. A amônia, ao ser dissolvida em água, sofre **ionização** e, nesse contexto, pode ser representada pela fórmula NH_4OH e considerada como uma monobase.



ANDREA JEMOLO/AKG/LATINSTOCK

▲ As palavras amônia e amoníaco derivam do nome de Amon (ou Amon-Rá), que, na mitologia egípcia, era considerado o maior dos deuses ou o deus-sol, criador de todas as coisas. Na mitologia romana, ele foi conhecido como Júpiter-Amon. Na foto vemos o templo dedicado a Amon, construído em 1260 a.C., no Egito. Foto de 1995.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

30. Nas cinzas estão presentes substâncias que, em contato com a água, promovem o aparecimento, entre outras, das substâncias conhecidas como hidróxido de potássio e hidróxido de sódio.
Escreva uma fórmula que represente cada uma dessas duas substâncias.

31. Escreva o nome das seguintes bases:

a) LiOH
b) $Ba(OH)_2$
c) $Fe(OH)_2$
d) $Fe(OH)_3$
e) $Sr(OH)_2$
f) CsOH
g) $Pb(OH)_2$
h) $Pb(OH)_4$

32. Equacione a dissociação iônica de:

a) KOH **b)** $Ba(OH)_2$ **c)** $Fe(OH)_3$

33. Escreva as fórmulas de:

a) hidróxido de magnésio;
b) hidróxido de cálcio;
c) hidróxido ferroso;
d) hidróxido férrico;
e) hidróxido cuproso;
f) hidróxido cúprico;
g) hidróxido de estanho (II);
h) hidróxido de estanho (IV);
i) hidróxido de amônio;
j) hidróxido de alumínio.

34. Leia o seguinte texto e responda às perguntas:

Vazamento de amônia intoxica 24

Pelo menos 24 pessoas foram internadas com intoxicação por causa de um vazamento de amônia em um abatedouro de aves em Uberaba, Minas. O acidente ocorreu na chegada dos funcionários da empresa [...], uma das maiores do País. O vazamento pode ter sido causado por uma válvula que ficou aberta durante o fim de semana, quando foram realizados serviços de manutenção.

(*O Estado de S. Paulo*, 10 jan. 2006, p. A16.)

ADILSON SECCO

a) Qual é a fórmula molecular da substância mencionada?
b) Qual é o estado físico dessa substância nas condições ambientes?
c) Que se pode afirmar sobre ela quando dissolvida em água: é ácido, base ou nenhum dos dois?
d) Justifique sua resposta ao item anterior com auxílio de uma equação química.
e) O que se pode afirmar sobre o odor dessa substância?
f) A substância mencionada é tóxica porque, em contato com a água que existe dentro do nariz e dos pulmões, reage produzindo um íon negativo que é perigoso. Que íon é esse?
g) Como se chama o cátion derivado da substância mencionada no texto? Qual sua fórmula?
h) Escreva uma fórmula eletrônica para o íon da resposta do item anterior.

Exercício Resolvido

35. (Vest-Rio) Um médico atendeu um paciente com dores abdominais, originadas de uma patologia denominada "úlcera péptica duodenal". Para tratamento desse paciente, o médico prescreveu um medicamento que contém um hidróxido metálico, classificado como "uma base fraca". Esse metal pertence, de acordo com a Tabela Periódica, ao seguinte grupo:

a) 1A
b) 3A
c) 6A
d) 7A
e) Zero

Resolução

As bases comumente empregadas como antiácidos estomacais são:

- $Mg(OH)_2$, presente no leite de magnésia;
- $A\ell(OH)_3$, presente em alguns outros medicamentos antiácidos comercializados com diversos nomes.

Assim, dentre as opções fornecidas, trata-se do $A\ell(OH)_3$, que é hidróxido de um metal do grupo 13 (anteriormente denominado família 3A).

Alternativa **b**.

36. (FMU/Fiam-SP) Para combater a acidez estomacal causada pelo excesso de ácido clorídrico, costuma-se ingerir um antiácido. Das substâncias abaixo, encontradas no cotidiano das pessoas, a mais indicada para combater a acidez é:

a) refrigerante.
b) suco de laranja.
c) água com limão.
d) vinagre.
e) leite de magnésia.

37. (FUA-AM) Determine a alternativa correta que indica uma das substâncias ativas contidas no medicamento aziran, usado para neutralizar a hiperacidez estomacal.

a) hidróxido de sódio (soda cáustica).
b) ácido clorídrico.
c) ácido sulfúrico.
d) hidróxido de alumínio.
e) ácido cítrico.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

38. (Evangélica-GO) O nome, a fórmula do gás responsável pelo odor irritante do amoníaco e a reação desse gás com água são respectivamente:

a) amônia; NH_4^+; $NH_4^+ + H_2O \rightarrow HNO_3$

b) amônia; NH_3; $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH$

c) amônia; NH_4^+; $NH_4^+ + H_2O \rightarrow N_2H_2$

d) hidróxido de amônio; NH_4OH
$NH_4OH + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

e) cloreto de amônio; $NH_4C\ell$
$NH_4C\ell + H_2O \rightarrow NH_4^+ + C\ell^-$

39. (UFRGS-RS) Aos frascos A, B e C, contendo soluções aquosas incolores de substâncias diferentes, foram adicionadas gotas de fenolftaleína.
Observou-se que só o frasco A passou a apresentar coloração rósea. Identifique a alternativa que indica substâncias que podem estar presentes em B e C.

a) NaOH e $NaC\ell$

b) H_2SO_4 e $HC\ell$

c) NaOH e $Ca(OH)_2$

d) H_2SO_4 e NaOH

e) $NaC\ell$ e $Mg(OH)_2$

40. (UFJF-MG) Uma dona de casa realizou as seguintes operações:

1. Bateu em um liquidificador folhas de repolho roxo picadas com um pouco de água e depois aqueceu por cinco minutos.
2. Separou o líquido, que apresentava cor roxa, das folhas, com o auxílio de um coador e o dividiu em dois copos.
3. A um dos copos, adicionou vinagre (ácido acético) e não houve alteração na cor do líquido, ou seja, ele permaneceu roxo.
4. Ao outro copo, adicionou leite de magnésia (hidróxido de magnésio) e a cor do líquido passou para verde.

Selecione a afirmação **correta**:

a) O processo de separação utilizado na primeira operação é a destilação.

b) O líquido que apresentava cor roxa, separado na segunda operação, funciona como indicador ácido-base.

c) O processo de separação utilizado na segunda operação é a decantação.

d) O hidróxido de magnésio é um óxido.

e) O vinagre é uma base.

41. (Unisinos-RS) Um aluno, trabalhando no laboratório de sua escola, deixou cair uma certa quantidade de solução alcoólica de fenolftaleína sobre um balcão que estava sendo limpo com sapólio. O local onde caiu a fenolftaleína adquiriu, quase que imediatamente, uma coloração violácea. Esse aluno, observando a mancha violácea, concluiu que:

a) o sapólio deve ser um meio ácido.

b) o sapólio deve ser um meio alcalino.

c) o sapólio deve ser um meio neutro.

d) o sapólio tem características de um sal.

e) a fenolftaleína removeu o sapólio do local.

42. (PUC-RS) A soda cáustica se comporta diante da fenolftaleína do mesmo modo que:

a) o amoníaco.

b) a água da chuva.

c) a urina.

d) os refrigerantes gaseificados.

e) o suco de laranja.

43. (Cefet-PR) Os ácidos mangânico, hipofosforoso e os hidróxidos ferroso e cúprico são representados, nesta ordem, pelas fórmulas moleculares:

a) $HMnO_4$, H_3PO_3, $Fe(OH)_3$ e $Cu(OH)_2$

b) H_2MnO_4, H_3PO_2, $Fe(OH)_2$ e $Cu(OH)_2$

c) $HMnO_4$, H_3PO_2, $Fe(OH)_2$ e CuOH

d) $HMnO_3$, H_3PO_3, $Fe(OH)_3$ e $Cu(OH)_2$

e) H_2MnO_4, H_3PO_2, $Fe(OH)_2$ e CuOH

44. (PUC-MG) A dissolução de uma certa substância em água é representada pela equação

$$M(OH)_3\,(s) + n\,(H_2O)\,(\ell) \rightarrow M^{3+}\,(aq) + 3\,OH^-\,(aq)$$

que pode representar a dissolução de:

a) amônia.

b) hidróxido de cálcio.

c) hidróxido de sódio.

d) hidróxido de alumínio.

e) brometo de hidrogênio.

45. (U. São Judas-SP) Sabor adstringente é o que percebemos quando comemos uma banana verde (não madura). Que substância abaixo teria sabor adstringente?

a) CH_3COOH

b) $NaC\ell$

c) $A\ell(OH)_3$

d) $C_{12}H_{22}O_{11}$

e) H_3PO_4

46. (Vunesp) Alguns produtos de limpeza contêm, em suas composições, amoníaco, que impropriamente é representado como NH_4OH (aq). O cheiro forte e sufocante deste composto básico tende a desaparecer depois de utilizado na remoção de gordura impregnada em pias ou panelas.

a) Forneça as equações químicas para a dissolução da amônia e para sua dissociação em água.

b) Explique o desaparecimento do cheiro forte do amoníaco após sua utilização.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

A ESCALA DE pH

A água totalmente pura é considerada um **meio neutro**.

Quando dissolvemos um ácido na água, isso produz uma **solução ácida**, ou **meio ácido**.

E quando dissolvemos uma base na água, isso produz uma **solução básica**, ou **meio básico**.

Todas as soluções ácidas são igualmente ácidas? E as soluções básicas (alcalinas), são todas igualmente básicas? A resposta a ambas as perguntas é não. O grau de acidez ou de basicidade (alcalinidade) de uma solução pode ser expresso por meio do pH, que é uma propriedade característica de cada solução.

A escala de pH é estudada com detalhes em Físico-Química, mas vamos aqui apresentar uma noção a seu respeito.

Na temperatura de 25 °C:

Uma solução **neutra** tem **pH = 7**.
Uma solução **ácida** tem **pH < 7**.
Uma solução **básica** (**alcalina**) tem **pH > 7**.

Quanto **menor o pH, maior a acidez** de uma solução (ou, equivalentemente, **menor a alcalinidade** dessa solução).

Quanto **maior o pH, maior a alcalinidade** de uma solução (ou, equivalentemente, **menor a acidez** dessa solução).

GARCIA-PELAYO/CID

▲ O papel indicador universal, após ser mergulhado em uma solução e comparado com uma escala colorida, dá uma ideia do pH dessa solução.

CHARLES D. WINTERS/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Aparelho eletrônico digital que mede o pH de uma solução, denominado **pHmetro** (lê-se "peagâmetro").

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4 Sais

4.1 Neutralização total

Quando misturamos uma solução aquosa de HCℓ e uma solução aquosa de NaOH ocorre uma reação entre os íons H^+ e OH^-, formando água. Essa reação é chamada de **neutralização**.

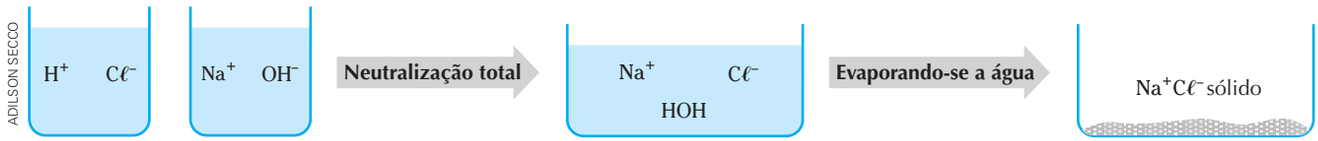
$$H^+ + OH^- \rightarrow HOH$$

Como você pode perceber, a neutralização faz com que os íons H^+ e OH^- presentes em solução se transformem em água e, dessa forma, permaneçam em solução apenas os íons Na^+ e $C\ell^-$. A reação em questão pode ser representada pela seguinte equação química:

$$HC\ell + NaOH \rightarrow NaC\ell + HOH$$

Se, após a mistura das soluções, evaporarmos completamente a água, restará no fundo do recipiente um sólido branco, cuja fórmula é NaCℓ. Esse composto pertence ao grupo de substâncias químicas chamadas de **sais**.

> Podemos definir **sal** como um composto iônico que contém cátion proveniente de uma base e ânion proveniente de um ácido.



Outros exemplos de neutralização podem ser assim equacionados:

$$HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + HOH$$
$$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + 2\,HOH$$
$$H_3PO_4 + 3\,KOH \rightarrow K_3PO_4 + 3\,HOH$$

Perceba que o balanceamento dessas equações emprega coeficientes para o ácido e para a base visando igualar o número de íons H^+ e OH^-. Assim, não sobram íons H^+ nem OH^-. Uma reação desse tipo é chamada de **neutralização total**.

A representação usual para a água é H_2O. Nas equações ao lado estamos usando **HOH** para ficar bem claro que, no caso das reações entre ácido e base, ela se forma a partir dos íons H^+ e OH^-.

4.2 Nomenclatura dos ânions

Para dar nome a um sal é necessário conhecer o nome do ânion presente nesse sal. A **nomenclatura dos ânions** é feita substituindo-se a terminação do nome do ácido pela terminação do nome do ânion, conforme a seguinte regra:

ÁCIDO	→	ÂNION
ídrico	→	**eto**
oso	→	**ito**
ico	→	**ato**

Veja exemplos do nome e da fórmula de ânions, **deduzidas** a partir do nome e da fórmula dos ácidos correspondentes*:

Ácido ...**ídrico**	Ânion ...**eto**	Ácido ...**oso**	Ânion ...**ito**	Ácido ...**ico**	Ânion ...**ato**
HF fluor**ídrico**	F^- fluor**eto**	H_2SO_3 sulfur**oso**	SO_3^{2-} sulf**ito**	H_2SO_4 sulfúr**ico**	SO_4^{2-} sulf**ato**
HCℓ clor**ídrico**	$C\ell^-$ clor**eto**	HNO_2 nitr**oso**	NO_2^- nitr**ito**	HNO_3 nítr**ico**	NO_3^- nitr**ato**
HBr brom**ídrico**	Br^- brom**eto**	$HC\ell O_2$ clor**oso**	$C\ell O_2^-$ clor**ito**	$HC\ell O_3$ clór**ico**	$C\ell O_3^-$ clor**ato**
HI iod**ídrico**	I^- iod**eto**	$HC\ell O$ hipoclor**oso**	$C\ell O^-$ hipoclor**ito**	$HC\ell O_4$ perclór**ico**	$C\ell O_4^-$ perclor**ato**
HCN cian**ídrico**	CN^- cian**eto**	H_3PO_3** fosfor**oso**	HPO_3^{2-} fosf**ito**	H_3PO_4 fosfór**ico**	PO_4^{3-} fosf**ato**
H_2S sulf**ídrico**	S^{2-} sulf**eto**	H_3PO_2*** hipofosfor**oso**	$H_2PO_2^-$ hipofosf**ito**	CH_3COOH acét**ico**	CH_3COO^- acet**ato**

* Uma lista mais ampla está no Apêndice A, no final do livro.
** O H_3PO_3 só tem **dois** hidrogênios ionizáveis.
*** O H_2PO_2 só tem **um** hidrogênio ionizável.

Lembre-se

Um ânion possuirá tantas cargas negativas quantos forem os H^+ retirados do ácido.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4.3 Sais normais: fórmulas e nomenclatura

A **nomenclatura dos sais** é feita escrevendo-se o nome do ânion, a palavra "de" e o nome do cátion. Veja os exemplos.

(nome do ânion) **de** (nome do cátion)

ácido clor**ídrico** $HC\ell$

$[Na^{+}]_1\ [C\ell^{-}]_1$

cátion sódio — ânion clor**eto**

$NaC\ell$
cloreto de sódio

ácido nitr**oso** HNO_2

$[K^{+}]_1\ [NO_2^{-}]_1$

cátion potássio — ânion nitr**ito**

KNO_2
nitrito de potássio

ácido n**ítrico** HNO_3

$[NH_4^{+}]_1\ [NO_3^{-}]_1$

cátion amônio — ânion nitr**ato**

NH_4NO_3
nitrato de amônio

ácido sulf**úrico** H_2SO_4

$[Ca^{2+}]_1\ [SO_4^{2-}]_1$

cátion cálcio — ânion sulf**ato**

$CaSO_4$
sulfato de cálcio

ácido fosf**órico** H_3PO_4

$[Mg^{2+}]_3\ [PO_4^{3-}]_2$

cátion magnésio — ânion fosf**ato**

$Mg_3(PO_4)_2$
fosfato de magnésio

ácido sulf**úrico** H_2SO_4

$[Cu^{2+}]_1\ [SO_4^{2-}]_1$

cátion cobre (II) — ânion sulf**ato**

$CuSO_4$
sulfato de cobre (II)
(sulfato cúprico)

ácido sulf**ídrico** H_2S

$[Fe^{2+}]_1\ [S^{2-}]_1$

cátion ferro (II) — ânion sulf**eto**

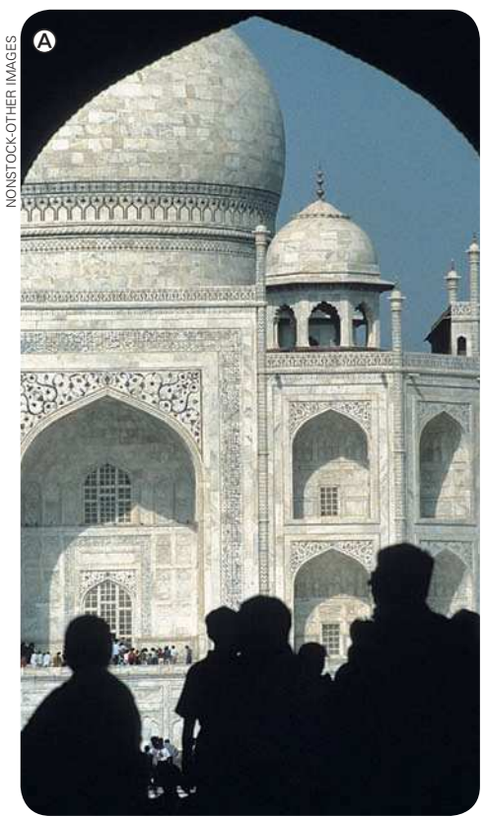
FeS
sulfeto de ferro (II)
(sulfeto ferroso)

ácido sulf**ídrico** H_2S

$[Fe^{3+}]_2\ [S^{2-}]_3$

cátion ferro (III) — ânion sulf**eto**

Fe_2S_3
sulfeto de ferro (III)
(sulfeto férrico)



NONSTOCK-OTHER IMAGES

COREL/STOCKPHOTOS

H. BENSER-ZEFA/CORBIS/LATINSTOCK

Ⓐ O mármore, que contém o sal carbonato de cálcio, $CaCO_3$, é uma bela rocha usada, entre outras finalidades, para a ornamentação de construções e para fazer estátuas. Na foto, o Taj Mahal, construído entre 1631 e 1648, na Índia, que apresenta grande quantidade de mármore em seu revestimento. O $CaCO_3$ também é encontrado nas pérolas e na casca dos ovos de aves e de répteis.

Ⓑ A água do mar contém vários sais dissolvidos. Aqueles presentes em quantidade mais expresssiva são representados, em ordem decrescente de abundância, pelas fórmulas $NaC\ell$, $MgC\ell_2$, $MgSO_4$, $CaSO_4$, $KC\ell$, $CaCO_3$ e KBr.

Ⓒ O gesso usado em ortopedia contém sulfato de cálcio, $CaSO_4$. O giz escolar, também.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

47. Escreva a equação da reação de neutralização total que ocorre entre ácido fosfórico e hidróxido de cálcio.

Resolução

Primeiramente precisamos escrever as fórmulas dos reagentes: H_3PO_4 e $Ca(OH)_2$. A seguir, para que haja neutralização total, devemos igualar a quantidade de íons H^+ e OH^- colocando os coeficientes adequados para cada substância:

$$2\,H_3PO_4 + 3\,Ca(OH)_2 \rightarrow Sal + 6\,H_2O$$

$$6\,H^+ \quad e \quad 6\,OH^- \quad formam \quad 6\,HOH$$

Retiramos os hidrogênios do ácido, obtendo a fórmula do ânion dele proveniente: PO_4^{3-} (carga 3−, pois no H_3PO_4 há 3 hidrogênios ionizáveis).

Levando em conta que a carga do cálcio é 2+, obtemos a fórmula do sal, $(Ca^{2+})_3\,(PO_4^{3-})_2$, e a colocamos na equação, conferindo o balanceamento.

$$2\,H_3PO_4 + 3\,Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\,H_2O$$

48. Escreva a equação da reação de neutralização total entre:

a) ácido sulfúrico e hidróxido de potássio;

b) ácido nítrico e hidróxido de alumínio;

c) ácido sulfúrico e hidróxido de ferro (III);

d) ácido fosfórico e hidróxido de magnésio;

e) ácido carbônico e hidróxido de amônio.

49. (Uerj) Para o tratamento da acidez estomacal, recomenda-se a ingestão de antiácidos que contenham hidróxido de alumínio em sua formulação. A função dessa substância é neutralizar o excesso do ácido produzido pelo estômago.

Os produtos da reação de neutralização total entre o hidróxido de alumínio e o ácido do estômago são água e um sal, cuja fórmula está contida na seguinte alternativa:

a) $A\ell C\ell$ **b)** $A\ell C\ell_3$ **c)** $A\ell SO_4$ **d)** $A\ell_2(SO_4)_3$

50. (Unisinos-RS) Ao participar de uma festa, você pode comer e beber em demasia, apresentando sinais de má digestão ou azia.

Para combater a acidez, ocasionada pelo excesso de ácido clorídrico no estômago, seria bom ingerir uma colher de leite de magnésia, que irá reagir com esse ácido.

A equação que representa a reação é:

a) $Mg(OH)_2 + 2\,HC\ell O \rightarrow Mg(C\ell O)_2 + 2\,H_2O$

b) $Mg(OH)_2 + 2\,HC\ell \rightarrow MgC\ell_2 + 2\,H_2O$

c) $Mg(OH)_2 + 2\,HC\ell O_3 \rightarrow Mg(C\ell O_3) + 2\,H_2O$

d) $Mn(OH)_2 + 2\,HC\ell O_2 \rightarrow Mn(C\ell O_2)_2 + 2\,H_2O$

e) $Mn(OH)_2 + 2\,HC\ell \rightarrow MnC\ell_2 + 2\,H_2O$

51. (UFRGS-RS) Completando a reação:

$$H_3PO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow \underline{?} + H_2O$$

e acertando os coeficientes, a alternativa que corresponde aos coeficientes corretos é:

a) 2, 3, 3, 6 **d)** 1, 3, 1, 1

b) 2, 3, 1, 6 **e)** 1, 1, 1, 1

c) 1, 1, 3, 1

52. (Evangélica-GO) Os compostos $NaNO_3$; NH_4OH; H_2SO_4 pertencem respectivamente às funções:

a) sal, base, ácido. **d)** sal, ácido, base.

b) ácido, base, sal. **e)** ácido, sal, ácido.

c) base, sal, ácido.

53. Dê o nome dos seguintes sais:

a) $KC\ell$ **f)** $CaSO_4$ **k)** $MgCO_3$

b) NaBr **g)** Na_2SO_3 **l)** $KBrO_3$

c) $(NH_4)_2S$ **h)** K_3PO_4 **m)** $CuSO_4$

d) KI **i)** $NaNO_3$ **n)** FeS

e) Na_2CO_3 **j)** $Ca(NO_2)_2$ **o)** $Fe_2(SO_4)_3$

54. Escreva a fórmula dos seguintes compostos:

a) carbonato ferroso;

b) sulfato de crômio (III);

c) nitrato de níquel (II);

d) sulfato de chumbo (IV).

55. (Ufal) Importante substância fertilizante é representada pela fórmula $(NH_4)_2SO_4$. Seu nome é:

a) hidrogenossulfato de amônio.

b) sulfito de amônio.

c) sulfato de amônio.

d) sulfato de amônio e hidrogênio.

e) amoniato de enxofre e oxigênio.

56. (UFPA) Entre os nutrientes inorgânicos indispensáveis aos vegetais, estão o nitrogênio (para o crescimento das folhas), o fósforo (para o desenvolvimento das raízes) e o potássio (para a floração). Por isso, na fabricação de fertilizantes para o solo, são empregados, entre outros, os compostos KNO_3, $Ca_3(PO_4)_2$ e $NH_4C\ell$, que são, respectivamente, denominados:

a) nitrito de potássio, fosfito de cálcio e clorato de amônio.

b) nitrato de potássio, fosfito de cálcio e cloreto de amônio.

c) nitrito de potássio, fosfato de cálcio e cloreto de amônio.

d) nitrato de potássio, fosfito de cálcio e clorato de amônio.

e) nitrato de potássio, fosfato de cálcio e cloreto de amônio.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

57. (UFRGS-RS) No processo de produção do sal refinado, a lavagem do sal marinho provoca a perda do iodo natural, sendo necessário, depois, acrescentá-lo na forma de **iodeto de potássio**. Outra perda significativa é a de íons magnésio, presentes no sal marinho na forma de **cloreto de magnésio** e **sulfato de magnésio**. Durante esse processo são também adicionados alvejantes, como o **carbonato de sódio**.

As fórmulas representativas das substâncias destacadas no texto anterior são respectivamente:

a) KI, $MgC\ell$, $MgSO_4$ e $NaCO_3$

b) K_2I, $MgC\ell_2$, Mg_2SO_4 e Na_2CO_3

c) K_2I, $Mg_2C\ell_2$, $MgSO_4$ e $Na(CO_3)_2$

d) KI, $MgC\ell_2$, $MgSO_4$ e Na_2CO_3

e) KI_2, $Mg_2C\ell$, $Mg(SO_4)_2$ e Na_3CO_3

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

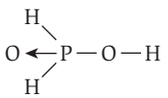
Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

58. (UFRJ) O ácido clórico é um ácido forte, utilizado como catalisador em reações de polimerização e como agente oxidante. Soluções aquosas desse ácido podem causar grande irritação na pele e nas mucosas.

a) Represente a fórmula estrutural do ácido clórico.

b) Qual o nome do sal formado pela reação de neutralização do ácido clórico pelo hidróxido de alumínio?

59. (UFRJ) Os ácidos podem ser classificados quanto ao número de hidrogênios ionizáveis. O ácido hipofosforoso (H_3PO_2), utilizado na fabricação de medicamentos, apresenta fórmula estrutural:



a) Quantos hidrogênios são ionizáveis no ácido hipofosforoso? Justifique sua resposta.

b) Escreva a equação de neutralização desse ácido com o hidróxido de sódio.

60. (Faee-GO) Águas naturais que contêm quantidade apreciável de íons Ca^{2+} ou Mg^{2+}, chamadas de águas duras, interferem na ação dos sabões, impedindo que façam espuma. Esses íons podem ser eliminados pela adição de Na_2CO_3, pois ocorre a precipitação na forma de carbonatos. A fórmula do carbonato de cálcio é:

a) $Ca(CO_3)_2$ **c)** Ca_2CO_3 **e)** $Ca_2(CO_3)_3$

b) $CaCO_3$ **d)** $Ca_3(CO_3)_2$

61. (Unitins-TO) O bromato de potássio, produto de aplicação controvertida na fabricação de pães, na ordem indicada na fórmula, apresenta elementos das famílias:

a) alcalinos, halogênios, calcogênios.

b) alcalinos-terrosos, calcogênios, halogênios.

c) halogênios, calcogênios, alcalinos.

d) calcogênios, halogênios, alcalinos.

e) alcalinos-terrosos, halogênios, calcogênios.

62. (FGV-SP) No desenvolvimento de novos materiais para construção civil, pesquisadores da Suécia, em 1924, submeteram uma mistura de cal, cimento, areia e pó de alumínio a vapores de água sob alta pressão e temperatura. Como resultado, obtiveram um composto químico estável, o ortossilicato de cálcio, com orifícios com aspectos de células, recebendo o nome de "concreto celular". Esse material é leve, resistente e não é agressivo à saúde e ao meio ambiente; é empregado para fabricação de blocos utilizados na construção de casas e prédios. O ortossilicato é um íon tetravalente que contém 32 elétrons no total em sua estrutura eletrônica de Lewis (elétrons das camadas de valência dos átomos mais os correspondentes à carga do íon). A fórmula correta desse composto é:

a) Ca_2SiO_3 **c)** $Ca_2Si_2O_7$ **e)** Ca_2SiO_4

b) $CaSiO_3$ **d)** $CaSiO_4$

63. (UFRJ) A cor da luz emitida durante a queima depende das substâncias usadas nos fogos de artifício. A tabela a seguir apresenta algumas dessas substâncias e suas respectivas cores:

Substância	Cor
Carbonato de lítio	Vermelha
Carbonato de estrôncio	Vermelha
Cloreto de sódio	Amarela
Cloreto de bário	Verde
Cloreto de cobre (I)	Azul
Alumínio	Branca brilhante
Titânio	Branca brilhante
Magnésio	Branca brilhante

Num espetáculo de queima de fogos de artifício, quatro foguetes estouram em sequência. A substância escolhida, dentre as apresentadas nessa tabela, para se obter a cor desejada, pode ser assim descrita:

1º foguete: *sal de cozinha*;

2º foguete: *sal de um metal de transição*;

3º foguete: *substância cujo metal pertença ao quinto período*;

4º foguete: *substância metálica cuja configuração eletrônica é* $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$.

Indique a substância usada em cada foguete.

64. (Vunesp) Comparar cloreto de potássio e cloreto de hidrogênio quanto:

a) ao tipo de ligação de cada composto puro;

b) à dissolução de cada um desses compostos em água;

c) à função inorgânica a que pertence cada composto.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

65. (Fuvest-SP) Que tipos de ligação existem no Na_2SO_4 sólido? Que tipos de ligação são desfeitos no Na_2SO_4 (sólido) quando este é dissolvido em água?

66. (UnB-DF) A Química está tão presente na vida do homem que é difícil imaginar a vida sem a Química. Os produtos químicos têm inúmeras aplicações, entre as quais ressalta-se a fabricação dos computadores, que constituem a revolução do final do século XX.

Considerando a presença da Química no cotidiano, julgue os itens a seguir em certos ou errados.

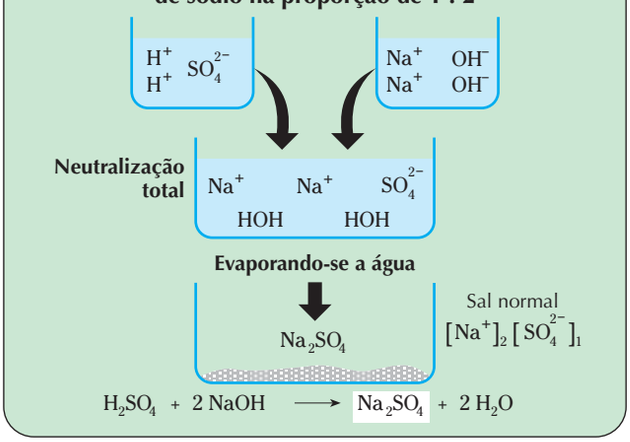
0. Apesar dos benefícios que os produtos químicos trazem para a indústria, deve-se evitar a ingestão de quaisquer desses produtos.
1. A água do mar é uma substância composta formada por água (H_2O) e cloreto de sódio ($NaC\ell$).
2. Um aquário com muitos peixes deve ter sua água borbulhada com ar para repor oxigênio que os peixes consomem das moléculas de água (H_2O) durante a respiração.
3. O eventual processo de enferrujamento de componentes de um computador, confeccionados com determinado metal, é um exemplo de transformação química.

4.4 Neutralização parcial

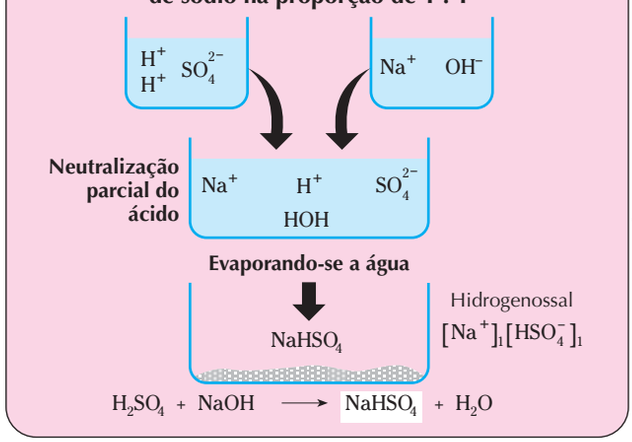
As reações de neutralização que discutimos até aqui são chamadas de reações de neutralização total. No entanto há também outras, que denominaremos reações de **neutralização parcial**. Para entender a diferença entre elas, analise cuidadosamente os esquemas a seguir.

Comparando esses exemplos, você pode perceber que, quando a quantidade de íons H^+ fornecidos pelo ácido for igual à de íons OH^- fornecidos pela base, acontecerá neutralização total. **A neutralização parcial ocorre quando há um excesso de H^+ (neutralização parcial do ácido) ou de OH^- (neutralização parcial da base).**

Reação entre ácido sulfúrico e hidróxido de sódio na proporção de 1 : 2

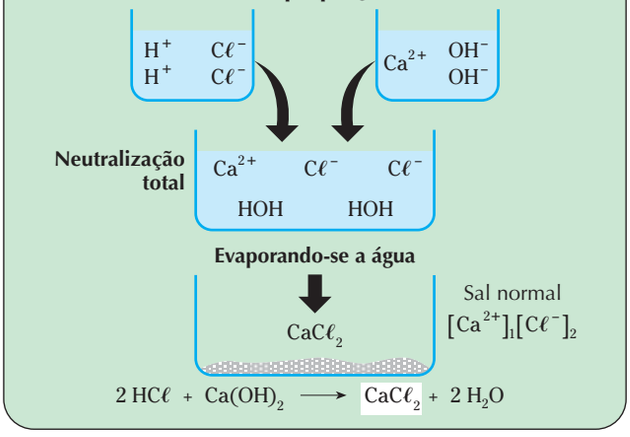


Reação entre ácido sulfúrico e hidróxido de sódio na proporção de 1 : 1

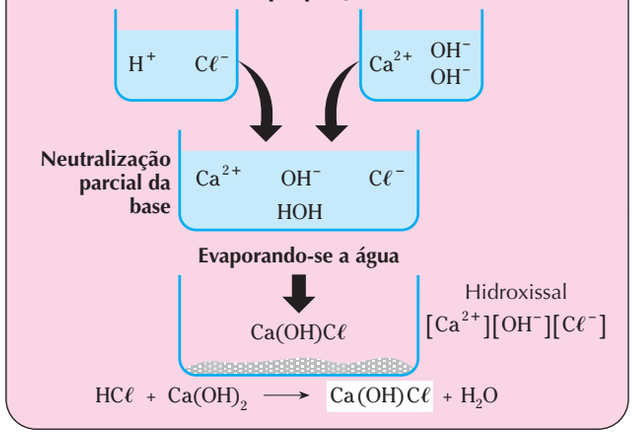


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reação entre ácido clorídrico e hidróxido de cálcio na proporção de 2 : 1



Reação entre ácido clorídrico e hidróxido de cálcio na proporção de 1 : 1



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4.5 Hidrogenossais: fórmulas e nomenclatura

A nomenclatura dos hidrogenossais é muito semelhante à dos sais normais, diferindo no fato de indicarmos a quantidade de hidrogênios ionizáveis por meio dos prefixos **mono-hidrogeno** (o **mono** pode ser omitido), **di-hidrogeno** etc.

NaH_2PO_4 — di-hidrogenofosfato de sódio
Na_2HPO_4 — (mono-)hidrogenofosfato de sódio
$NaHSO_4$ — (mono-)hidrogenossulfato de sódio
$NaHCO_3$ — (mono-)hidrogenocarbonato de sódio

Os hidrogenossais eram antigamente chamados de sais ácidos. Assim, outra opção para dar nome a esses sais é fazer uso dos termos **monoácido**, **diácido** etc. Essa forma de nomenclatura tende, contudo, ao desuso.

NaH_2PO_4 — fosfato diácido de sódio
Na_2HPO_4 — fosfato (mono)ácido de sódio
$NaHSO_4$ — sulfato (mono)ácido de sódio
$NaHCO_3$ — carbonato (mono)ácido de sódio

Quando o hidrogenossal for originário de um ácido com dois hidrogênios ionizáveis (e somente nesses casos), pode-se substituir o prefixo **hidrogeno** por **bi**.

$NaHSO_4$ — bissulfato de sódio
$NaHCO_3$ — bicarbonato de sódio

EXEMPLOS MAIS IMPORTANTES DO USO DO PREFIXO "BI"

H_2SO_4 sulfúrico → HSO_4^- **bissulfato**; SO_4^{2-} sulfato

H_2CO_3 carbônico → HCO_3^- **bicarbonato**; CO_3^{2-} carbonato

H_2SO_3 sulfuroso → HSO_3^- **bissulfito**; SO_3^{2-} sulfito

H_2S sulfídrico → HS^- **bissulfeto**; S^{2-} sulfeto

Importante: O prefixo **bi** tem razões de origem histórica e, **nesse contexto, não significa dois**. (Sua origem remonta a uma época em que as fórmulas dos compostos não eram conhecidas com precisão e pensava-se que o bicarbonato fosse o "dobro" do carbonato, por exemplo.)

DELFIM MARTINS/PULSAR IMAGENS

◀ Fertilizantes são fabricados de modo que forneçam aos vegetais os elementos químicos que lhes são indispensáveis ao crescimento, à floração e à frutificação. Tais elementos aparecem nos fertilizantes na forma de sais, como, por exemplo, KNO_3, $NaNO_3$, $CaSO_4$, $Ca_3(PO_4)_2$, $CaHPO_4$, $NH_4C\ell$, NH_4NO_3, $(NH_4)_2SO_4$, $(NH_4)_3PO_4$. Aplicação de adubo em Itiquira, MT, em 2001.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4.6 Hidroxissais: fórmulas e nomenclatura

Sua nomenclatura, semelhante à nomenclatura dos hidrogenossais, é indicada pelos prefixos **mono-hidroxi** (o **mono** pode ser omitido), **di-hidroxi** etc.

$A\ell(OH)_2C\ell$ — di-hidroxicloreto de alumínio
$A\ell(OH)C\ell_2$ — (mono-)hidroxicloreto de alumínio
$Ca(OH)NO_3$ — (mono-)hidroxinitrato de cálcio

Os hidroxissais eram antigamente chamados de sais básicos. Outra forma de nomenclatura utiliza os termos **monobásico**, **dibásico** etc. Essa forma de nomenclatura tende ao desuso.

$A\ell(OH)_2C\ell$ — cloreto dibásico de alumínio
$A\ell(OH)C\ell_2$ — cloreto (mono)básico de alumínio
$Ca(OH)NO_3$ — nitrato (mono)básico de cálcio

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

67. Equacione as reações de neutralização entre ácido sulfúrico e hidróxido de potássio:
a) na proporção de 1 : 2 **b)** na proporção de 1 : 1

68. Equacione as reações de neutralização entre ácido carbônico e hidróxido de sódio:
a) na proporção de 1 : 2 **b)** na proporção de 1 : 1

69. Escreva a equação das reações entre ácido sulfídrico e hidróxido de sódio com:
a) neutralização total;
b) neutralização parcial do ácido.

70. O composto $NaHCO_3$ é usado em fermentos para bolo, em antiácidos estomacais e em alguns extintores de incêndio. Dê dois nomes para ele.

71. Quatro íons importantes cujo nome pode começar com *bi* são mostrados a seguir. Escreva a fórmula do ácido do qual se originam. Escreva também o nome (começando com *bi*) de cada um desses íons.
a) HS^- **b)** HSO_3^- **c)** HSO_4^- **d)** HCO_3^-

72. (Unisinos-RS) Na indústria de celulose e papel, o sulfito ácido de cálcio desempenha importante função, pois tem a capacidade de dissolver a lignina, que mantém unidas as fibras de celulose, permitindo que esta seja transformada em polpa de papel. A fórmula molecular correta, para o sulfito ácido de cálcio, é:
a) $CaHSO_3$ **c)** $Ca(HSO_3)_2$ **e)** $Ca(HS)_2$
b) $CaHSO_4$ **d)** $Ca(HSO_4)_2$

73. (Ceub-DF) Considere as espécies químicas: H^+; Na^+; NH_3; CO_3^{2-}. É correta a fórmula:
a) NH_3CO_3 **c)** HCO_3 **e)** $NaHCO_3$
b) $NaCO_3$ **d)** NH_3HCO_3

74. (PUC-PR) Relacione a coluna da direita com a da esquerda:

1. $NaHCO_3$	(A) Ácido fosfórico
2. $Mg_2P_2O_7$	(B) Hidróxido plúmbico
3. H_2SO_3	(C) Carbonato de sódio
4. $Pb(OH)_4$	(D) Ácido sulfúrico
5. H_3PO_4	(E) Pirofosfato de magnésio
	(F) Hidróxido plumboso
	(G) Bicarbonato de sódio

A alternativa que relaciona corretamente fórmula e nome é:
a) 1-G; 2-E; 4-B; 5-A. **d)** 1-G; 2-A; 3-D; 4-B.
b) 1-C; 2-E; 3-D; 5-A. **e)** 2-E; 3-D; 4-B; 5-A.
c) 1-C; 2-F; 3-D; 5-A.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

75. (Uece) O ácido fosfórico, H_3PO_4, é um ácido usado na preparação de fertilizantes e como acidulante em bebidas refrigerantes. Pode ser neutralizado por uma base. Determine a alternativa que mostra uma reação de neutralização parcial desse ácido por uma base.

a) $H_3PO_4 + 3\ NaC\ell \rightarrow 3\ HC\ell + Na_3PO_4$
b) $H_3PO_4 + 2\ A\ell(OH)_3 \rightarrow A\ell_2(OH)_3PO_4 + 3\ H_2O$
c) $2\ H_3PO_4 + 3\ Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$
d) $H_3PO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2HPO_4 + 2\ H_2O$

76. (Uerj) Um caminhão transportando ácido sulfúrico capotou, derramando o ácido na estrada. O ácido foi totalmente neutralizado por uma solução aquosa de hidróxido de sódio. Essa neutralização pode ser corretamente representada pelas equações abaixo.

$$H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow X + 2\ H_2O$$
$$H_2SO_4 + NaOH \rightarrow Y + H_2O$$

As substâncias X e Y são, respectivamente:

a) $Na_2SO_4/NaHSO_4$
b) $NaHSO_4/Na_2SO_4$
c) Na_2SO_3/Na_2SO_4
d) $Na_2SO_4/NaHSO_3$
e) $NaHSO_3/Na_2SO_4$

77. (Unirio-RJ) Os sais são produtos também obtidos pela reação de neutralização total ou parcial dos hidrogênios ionizáveis dos ácidos com as bases ou hidróxidos, segundo a reação genérica:

$$\text{ácido} + \text{base} \rightarrow \text{sal} + H_2O$$

Com base nessa afirmação, determine o único ácido que não apresenta todos os seus produtos possíveis e relacionados:

a) clorídrico — só produz o sal neutro cloreto.
b) nítrico — só produz o sal neutro nitrato.
c) fosfórico — só produz o sal neutro fosfato.
d) sulfídrico — pode produzir tanto o sal neutro sulfeto como o sal ácido, sulfeto ácido ou hidrogenossulfeto.
e) sulfúrico — pode produzir tanto o sal neutro sulfato como o sal ácido, sulfato ácido ou hidrogenossulfato.

78. (UEM-PR) As reações entre os ácidos e as bases produzem sal e água. Tendo em vista que estas reações são de neutralização parcial, determine a única opção que representa a equação da reação onde não é obtido um sal ácido ou sal básico, pois não se trata de reação de neutralização parcial.

a) $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$
b) $HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(OH)NO_3 + H_2O$
c) $H_3PO_4 + 2\ LiOH \rightarrow Li_2HPO_4 + 2\ H_2O$
d) $HC\ell + Mg(OH)_2 \rightarrow Mg(OH)C\ell + H_2O$
e) $H_3PO_3 + 2\ KOH \rightarrow K_2HPO_3 + 2\ H_2O$

79. (UFPel-RS) A absorção de elementos químicos pelas raízes das plantas dá-se a partir da solução do solo (fase líquida) na forma de íons. Dos dezesseis nutrientes essenciais para as plantas, seis são chamados de **macronutrientes**. Os íons desses macronutrientes ocorrem, na solução do solo, da seguinte maneira:

- potássio, cálcio e magnésio, como cátions;
- enxofre, como ânion sulfato;
- fósforo, como ânion mono-hidrogenofosfato e di-hidrogenofosfato;
- nitrogênio, como cátion amônio ou ânion nitrato.

a) Considerando os cátions magnésio, potássio e cálcio, estabeleça a ordem crescente de raio atômico dessas espécies.
b) Faça a fórmula estrutural do cátion amônio.
c) Indique as fórmulas químicas resultantes da combinação do ânion mono-hidrogenofosfato com um cátion monovalente e outro bivalente, citados no texto.
d) Escreva o nome da família ou grupo a que pertencem, respectivamente, os elementos K e Mg.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4.7 Sais hidratados

O gesso é fabricado utilizando como matéria-prima uma rocha chamada gipsita. Nela há uma substância denominada sulfato de cálcio di-hidratado, cuja fórmula química é $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$. Pela fórmula você pode constatar a presença de água na substância. Trata-se da **água de cristalização** ou **água de hidratação**, que é aquela água que se encontra dentro do retículo cristalino de um composto iônico em quantidade bem definida, fazendo parte de sua composição.

Um sal é chamado de **sal hidratado** quando possui água de cristalização. Outros exemplos, além da gipsita, são o $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$, sulfato de cobre (II) pentaidratado, e o $Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O$, sulfato de sódio decaidratado.

ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ O sulfato de cobre (II) **anidro** (isto é, isento de água) é branco. Em contato com água, hidrata-se a $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$, que tem cor azul.

MARTYN F. CHILLMAID/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Exemplos de sais hidratados.

4.8 Compostos higroscópicos

Há um ditado popular que diz: "Saleiro entupiu, vem chuva!".

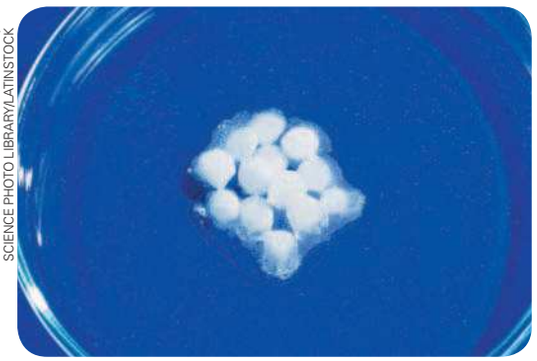
Esse "saber popular" possui certo fundo de verdade. O sal de cozinha contém algumas impurezas ($MgC\ell_2$ e $MgSO_4$) que são higroscópicas. Um **composto higroscópico** é aquele capaz de absorver espontaneamente água da atmosfera.

Em dias úmidos, quando há maior probabilidade de ocorrência de chuva, essas impurezas absorvem água da atmosfera e deixam o sal empelotado, entupindo o saleiro. Em dias secos, quando há poucas possibilidades de chover, a água do sal é perdida para a atmosfera, deixando o sal soltinho.

Outros exemplos de substâncias higroscópicas são o ácido sulfúrico, o hidróxido de sódio e o cloreto de cálcio. Se um frasco com ácido sulfúrico concentrado é deixado destampado, vapor de água da atmosfera é absorvido por ele e ligeiro aumento do nível do líquido irá ocorrer, graças à água absorvida que, líquida, se mistura ao ácido. Se pedaços de hidróxido de sódio sólido são deixados expostos à atmosfera, chegam a absorver tanta água que se dissolvem nela. Após algumas horas, no lugar do sólido observa-se um líquido claro, que é uma solução aquosa de hidróxido de sódio. Fenômeno semelhante ocorre com o cloreto de cálcio.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ "Saleiro entupiu, vem chuva!" é um ditado com um fundo de verdade, relacionado aos compostos higroscópicos.



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Pastilhas de NaOH (s) absorvem água da atmosfera e acabam se dissolvendo nessa água.

SAIS E COTIDIANO

O carbonato de cálcio ($CaCO_3$), por exemplo, é encontrado na casca de ovos, no mármore, no calcário, nas pérolas e nos recifes de coral.

O cloreto de sódio ($NaC\ell$), além de ser usado para salgar a comida, tem larga aplicação na conservação de alimentos (carne-seca, bacalhau salgado etc.), na composição do soro fisiológico (uma mistura de água com 0,9% de $NaC\ell$) e como matéria-prima para a produção de cloro ($C\ell_2$), de soda cáustica (NaOH) e de hipoclorito de sódio ($NaC\ell O$).

O fluoreto de sódio (NaF) serve como fonte de fluoreto (F^-) para a formação do esmalte dental, que aumenta a resistência à formação de cáries. É usado em algumas pastas de dente e em enxaguatórios bucais. Em alguns municípios, é acrescentado à água distribuída às residências.

O salitre (KNO_3) e o salitre do chile ($NaNO_3$) são empregados como conservantes dos embutidos de carne (presunto, salame, mortadela, rosbife etc.). Tomam parte, também, da composição de fertilizantes e da chamada pólvora negra, uma mistura de salitre, carvão e enxofre pulverizados.

O carbonato de sódio (Na_2CO_3), também denominado soda ou barrilha, é empregado nas estações municipais de tratamento de água, em piscinas (para evitar que a água fique muito ácida) e nas fábricas de vidro e de sabão em pó como matéria-prima.

Gesso e giz são dois materiais que contêm sulfato de cálcio ($CaSO_4$).

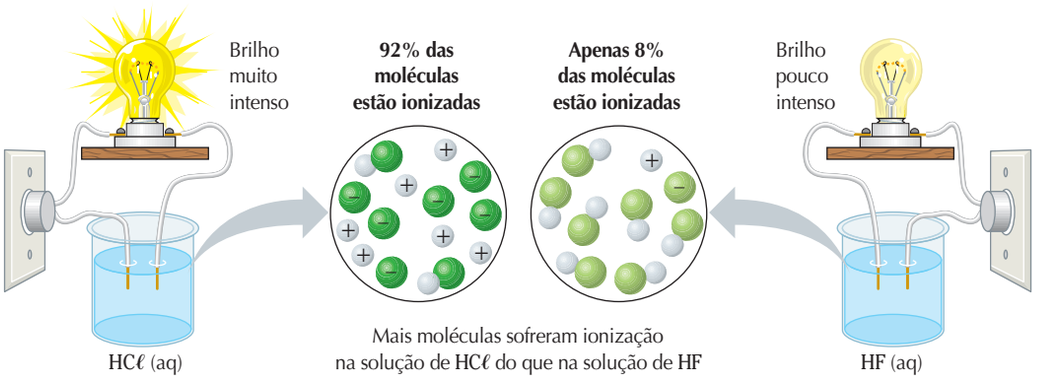
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5 Ácidos, bases e sais como eletrólitos

5.1 Força dos ácidos

O **grau de ionização** (α) de um ácido indica a porcentagem das moléculas dissolvidas na água que sofreram ionização.

Considere duas soluções aquosas, uma de $HC\ell$ e outra de HF, preparadas dissolvendo um mesmo número de moléculas em volumes iguais de água. Admitamos que na solução de $HC\ell$ o grau de ionização seja de 92% e na de HF seja de 8%. Isso significa que, de cada 100 moléculas de $HC\ell$ dissolvidas, 92 originam íons; no caso do HF, apenas 8 em cada 100. Assim, apesar de o número de moléculas de ácido dissolvidas ser o mesmo, a solução de $HC\ell$ conduz melhor a corrente elétrica porque apresenta maior quantidade de íons numa mesma quantidade de água.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Mais moléculas sofreram ionização na solução de $HC\ell$ do que na solução de HF

RISCO DE CHOQUE ELÉTRICO

KAMEEL 4U/ SHUTTERSTOCK

• ATENÇÃO

Esses experimentos NÃO devem ser feitos pelo aluno, nem sob a supervisão e orientação do(a) professor(a).

Eles estão sendo aqui APENAS RELATADOS para permitir a compreensão dos temas da Química tratados a seguir.

Além dos riscos referentes à utilização da rede elétrica, o $HC\ell$ (aq) e o HF (aq) são corrosivos e desprendem vapores irritantes.

Fundamentados na determinação experimental do grau de ionização, os químicos puderam classificar os **ácidos** em **fortes**, **moderados** (ou semifortes) e **fracos**. O esquema a seguir mostra a ordem crescente de força para alguns ácidos. Deixaremos o estudo numérico do grau de ionização para a Físico-Química.

Verifica-se aumento da força do ácido

Ácidos fracos	Ácidos moderados	Ácidos fortes
HCN H_3BO_3 H_2CO_3	HF HNO_2 H_3PO_4	HNO_3 H_2SO_4 $HC\ell$ HBr HI

Como prever se um ácido é forte ou não sem consultar essa sequência? Para os **ácidos inorgânicos oxigenados** há uma regra empírica (isto é, baseada nas observações experimentais) que funciona bem. **Subtraia o número de hidrogênios ionizáveis do número de oxigênios:** se o resultado for 2 ou 3, será um ácido forte; 1, moderado; 0, fraco.

$HC\ell O_4$: $4 - 1 = 3$ ácido forte
H_2SO_4: $4 - 2 = 2$ ácido forte
H_3PO_4: $4 - 3 = 1$ ácido moderado
H_3BO_3: $3 - 3 = 0$ ácido fraco

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

O **ácido carbônico** (H_2CO_3) é uma importante **exceção** a essa regra. Ele é um ácido **fraco**, ao contrário do que prevê a regra (3 − 2 = 1; moderado). Trata-se de um ácido instável, que sofre decomposição em gás carbônico e água:

$$H_2CO_3\,(aq) \rightarrow CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell)$$

Como boa parte das moléculas dissolvidas se decompõe, restam poucas moléculas de H_2CO_3 para sofrer ionização, o que faz a solução apresentar baixa condutividade elétrica. Por isso, o H_2CO_3 é considerado fraco.

Para os **ácidos não oxigenados** não há uma regra satisfatória para prever a força. Como há apenas seis hidrácidos de importância, é útil ao estudante saber que:

Verifica-se aumento da força do ácido

HCN H_2S < HF < HCℓ HBr HI

Fracos — Moderado — Fortes

O ácido acético é fraco

O ácido acético (CH_3COOH) é um ácido orgânico, mas que frequentemente aparece em procedimentos e em exercícios de Química Inorgânica. Ele é **fraco**.

5.2 Solubilidade e força das bases

No que diz respeito à **solubilidade**, os hidróxidos podem ser divididos em:

- **solúveis**: os de metais alcalinos e a amônia;
- **parcialmente solúveis**: os de metais alcalino-terrosos (exceto $Mg(OH)_2$);
- **insolúveis** (isto é, muito pouco solúveis): os demais (incluindo $Mg(OH)_2$).

Na Química Inorgânica, a expressão "força" da base é empregada com um sentido ligeiramente diferente do que no caso dos ácidos.

São denominadas **bases fortes** aquelas que são solúveis ou parcialmente solúveis em água e que, por esse motivo, ao se dissolverem em água são capazes de fornecer soluções com concentrações apreciáveis de íons OH^-. Por sua vez, são chamadas de **bases fracas** aquelas que, sendo insolúveis (isto é, muito pouco solúveis), fornecem soluções com concentrações muito baixas de íons OH^-. Assim, na Química Inorgânica, temos:

- **bases fortes**: as de metais alcalinos e alcalino-terrosos (exceto $Mg(OH)_2$);
- **bases fracas**: as demais (incluindo $Mg(OH)_2$).

Verifica-se, experimentalmente, que apenas uma pequena parte das moléculas de NH_3 dissolvidas em água reage com ela, produzindo íons OH^-. Em geral, menos de 5% delas o fazem!

Apesar de a **amônia** ser uma **base solúvel** em água, ela é classificada como **base fraca** porque em suas soluções há concentrações relativamente baixas de íons OH^-.

O SANGUE DO DIABO

A amônia (NH_3) foi utilizada no passado para fazer o material conhecido como sangue do diabo, um líquido róseo que, ao ser borrifado sobre um tecido branco, perde rapidamente sua cor.

O sangue do diabo era feito dissolvendo-se em meio copo grande de água (cerca de 150 mL) 10 gotas de solução aquosa **diluída** de amônia (hidróxido de amônio) (desprende **vapores tóxicos**, que podem provocar desmaios, se inalados) e 20 gotas de solução de fenolftaleína em álcool.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

A explicação para o desaparecimento da cor está no fato de a amônia ser um gás. Inicialmente o meio é básico e a fenolftaleína rósea. Quando o líquido é jogado sobre um tecido, a amônia sai na forma de gás e o meio passa a ficar neutro, o que faz a fenolftaleína voltar a ficar incolor.

SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Sangue do diabo recém-preparado é borrifado em um pano branco.

SÉRGIO DOTTA JR./CID

▲ Após alguns minutos, a cor rósea desaparece.

• ATENÇÃO

Esse experimento só deve ser realizado com autorização e supervisão do(a) professor(a). A amônia desprende vapores irritantes e tóxicos que provocam ulceração da conjuntiva e da córnea.

5.3 Solubilidade e "força" dos sais

Existe um limite para a quantidade de um composto iônico que pode se dissolver em água. Dizer que um sal é "solúvel" significa dizer que ele se dissolve em quantidade apreciável em água. E dizer que ele é "insolúvel" não significa que ele não se dissolva em água, mas que se dissolve em pequeníssima quantidade.

Como prever se um sal é solúvel ou não? Há tantos fatores que influenciam a solubilidade de um sal que isso torna difícil, ou até mesmo impossível, fazer previsões teóricas sobre suas solubilidades. Por esse motivo os químicos costumam construir e consultar as chamadas **tabelas de solubilidade**, como a tabela 3.

TABELA 3 **Linhas gerais (e bem simplificadas) da solubilidade de sais em água**

São geralmente solúveis os sais contendo o ânion	Exceções importantes (insolúveis)
NO_3^- (nitrato)	—
CH_3COO^- (acetato)	—
$C\ell^-$ (cloreto)	se o cátion for Ag^+, Hg_2^{2+} ou Pb^{2+}
Br^- (brometo)	se o cátion for Ag^+, Hg_2^{2+} ou Pb^{2+}
I^- (iodeto)	se o cátion for Ag^+, Hg_2^{2+} ou Pb^{2+}
SO_4^{2-} (sulfato)	se o cátion for Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Hg_2^{2+} ou Pb^{2+}

São geralmente insolúveis os sais contendo o ânion	Exceções importantes (solúveis)
S^{2-} (sulfeto)	se o cátion for NH_4^+, alcalino ou alcalino-terroso
CO_3^{2-} (carbonato)	se o cátion for NH_4^+ ou alcalino
PO_4^{3-} (fosfato)	se o cátion for NH_4^+ ou alcalino

Fonte: Tabela elaborada pelos autores a partir de BROWN, T. L. et al. *Chemistry: The central Science*. 9. ed. Nova Jersey: Prentice-Hall, 2003. p. 118.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ O sulfato de bário ($BaSO_4$) é um sal insolúvel em água. Se ingerido, permite que o intestino apareça em uma radiografia, como a dessa foto, em virtude de esse sal absorver os raios X. O colorido foi aplicado artificialmente.

ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Solução de alguns sais (solúveis). A maioria dos cátions de metais de transição é colorida quando em solução aquosa.

Anteriormente, apresentamos informações sobre a força de ácidos e a força de bases. No caso dos sais, contudo, **não** é costume falar em "força". Isso porque, do ponto de vista prático, é mais importante saber se um sal é solúvel ou insolúvel. Os sais solúveis produzem soluções com alta concentração de íons e que conduzirão bem a corrente elétrica.

Não é costume falar em "força" de sais.
Todo **sal que se dissolva bem em água** produzirá **solução com alta condutividade elétrica**.

UMA EXPERIÊNCIA ENVOLVENDO DOIS COMPOSTOS DE MAGNÉSIO: UMA BASE INSOLÚVEL E UM SAL SOLÚVEL

Uma interessante experiência relacionada à solubilidade aparece nas fotos abaixo. Leite de magnésia, que contém a base insolúvel $Mg(OH)_2$, é colocado em um béquer (foto Ⓐ). É adicionado ácido clorídrico, que reage com a base, neutralizando-a e produzindo cloreto de magnésio, $MgC\ell_2$, um sal solúvel (foto Ⓑ).

$$2\,HC\ell\,(aq) + \underbrace{Mg(OH)_2\,(s)}_{\text{Insolúvel}} \rightarrow \underbrace{MgC\ell_2\,(aq)}_{\text{Solúvel}} + 2\,H_2O\,(\ell)$$

Ao final da experiência não há mais sólido dentro do béquer (foto Ⓒ). O que existe é uma solução aquosa de $MgC\ell_2$ e um eventual excesso de solução de $HC\ell$.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

• ATENÇÃO

NÃO FAÇA o experimento comentado neste quadro por conta própria.

Ele só deve ser realizado em um laboratório, com **autorização e supervisão do(a) professor(a)**, para evitar acidentes com a solução de ácido clorídrico, que é corrosiva e desprende vapores tóxicos e irritantes. Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

80. (UFPB) Apresentam-se, em ordem crescente de força, os ácidos:

a) HIO_4, H_3PO_4, H_3BO_3, H_2SO_4
b) H_3BO_3, H_3PO_4, H_2SO_4, $HC\ell O_4$
c) H_2SO_3, H_2SO_4, H_3PO_4, HIO_4
d) HIO_4, $HC\ell O$, H_3PO_4, H_2SO_4
e) $HC\ell O$, H_2SO_4, H_3PO_4, HIO_4

Resolução

H_3BO_3: $3 - 3 = 0$ fraco
H_3PO_4: $4 - 3 = 1$ moderado
H_2SO_4: $4 - 2 = 2$ forte
$HC\ell O_4$: $4 - 1 = 3$ (muito) forte

Ordem crescente de força

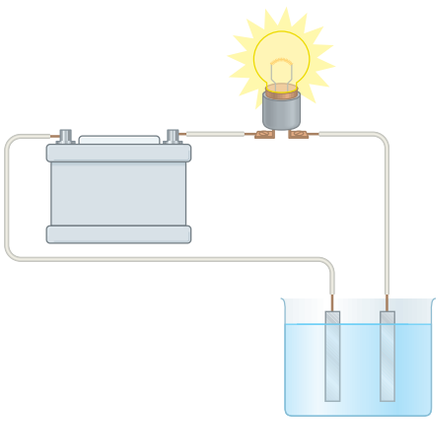
Alternativa **b**.

81. (PUC-SP) Determine a ordem de acidez dos seguintes compostos:

1. HNO_2 2. H_4SiO_4 3. $HMnO_4$ 4. H_2SO_4

a) $2 > 4 > 3 > 1$
b) $3 > 4 > 1 > 2$
c) $1 > 3 > 4 > 2$
d) $1 > 2 > 3 > 4$
e) $4 > 2 > 1 > 3$

82. (UFC-CE) O esquema a seguir mostra a aparelhagem que pode ser utilizada para testar a força dos ácidos:



ADILSON SECCO

Em qual das soluções, todas com mesma concentração e temperatura, a lâmpada apresenta maior brilho?

a) HF
b) H_2S
c) H_3PO_4
d) H_4SiO_4
e) HNO_3

Exercício Resolvido

83. (UFSM-RS-modificado) **X**, **Y** e **Z** representam genericamente três ácidos que, quando dissolvidos em um mesmo volume de água, a temperatura constante, comportam-se de acordo com a tabela:

	Número de moléculas dissolvidas	Número de moléculas ionizadas
X	20	2
Y	10	7
Z	5	1

Analise as afirmações, considerando os três ácidos.

I. **X** representa o mais forte.
II. **Z** representa o mais fraco
III. **Y** apresenta o maior grau de ionização.

Está(ão) correta(s):

a) apenas I.
b) apenas II.
c) apenas III.
d) apenas I e II.
e) I, II e III.

Resolução

Vamos calcular o grau de ionização (α) de cada ácido:

X: $\alpha = \frac{2}{20} = 0{,}10 = 10\%$

10% das moléculas de **X** se ionizaram.

Y: $\alpha = \frac{7}{10} = 0{,}10 = 10\%$

70% das moléculas de **Y** se ionizaram.

Z: $\alpha = \frac{1}{5} = 0{,}20 = 20\%$

20% das moléculas de **Z** se ionizaram.

De acordo com os valores de grau de ionização, o **mais forte é Y** e o **mais fraco é X**.
Assim, as afirmações I e II são falsas e a afirmação III é verdadeira.
Alternativa **c**.

84. (Cesgranrio-RJ) Com base na tabela de graus de ionização apresentada a seguir:

Ácido	Grau de ionização (α)
HF	8%
$HC\ell$	92%
HCN	0,08%
H_2SO_4	61%
H_3PO_4	27%

podemos concluir que o ácido mais forte é:

a) HF
b) $HC\ell$
c) HCN
d) H_2SO_4
e) H_3PO_4

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

85. (Mackenzie-SP) De uma certa substância, fazem-se as afirmações a seguir:

I. Reage com ácido, dando água e sal.

II. Em presença de água, sofre dissociação iônica parcial.

III. Em solução aquosa, torna a fenolftaleína vermelha.

A substância que se enquadra nas propriedades dadas é:

a) $BaSO_4$ **c)** $Mg(OH)_2$ **e)** $HC\ell$

b) CH_4 **d)** SO_3

86. (Uespi) O sangue do diabo é um líquido vermelho que logo se descora ao ser aspergido sobre um tecido branco. Para prepará-lo, adiciona-se NH_4OH em água, contendo algumas gotas de fenolftaleína. A cor desaparece porque:

a) o tecido branco reage com a solução formando o ácido amoníaco.

b) a fenolftaleína evapora.

c) a fenolftaleína reage rapidamente com o NH_4OH.

d) o NH_3 logo evapora.

e) a solução é assim denominada devido à sua alta viscosidade.

87. (ITA-SP) É pouco solúvel em água o seguinte par de sais:

a) $BaC\ell_2$ e $PbC\ell_2$ **d)** K_2CrO_4 e Na_2CrO_4

b) $MgSO_4$ e $BaSO_4$ **e)** AgBr e PbS

c) $PbSO_4$ e $Pb(NO_3)_2$

88. (UFS-SE) A maioria dos sais dos elementos do grupo 1 (exceto H) da Tabela Periódica são solúveis em água, o que não acontece com os do grupo 2, sendo, por exemplo, os cloretos solúveis em água, enquanto os carbonatos e sulfatos são, de maneira geral, pouco solúveis.

Assim, considerando-se os seguintes sais: carbonato de cálcio, cloreto de magnésio e sulfato de sódio, seria mais provável que se encontrasse dissolvido na água do mar:

a) sulfato de sódio, somente;

b) carbonato de cálcio, somente;

c) cloreto de magnésio e o carbonato de cálcio;

d) sulfato de sódio e o cloreto de magnésio;

e) sulfato de sódio e o carbonato de cálcio.

89. (Estácio-RJ) O circuito elétrico de uma lâmpada é fechado através de uma cuba contendo uma solução de cloreto de sódio.

Determine qual, dentre as substâncias abaixo, não poderia substituir o $NaC\ell$ de modo a manter a lâmpada acesa.

a) carbonato de sódio

b) ácido clorídrico

c) sal de cozinha

d) açúcar

e) hidróxido de sódio

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

90. (UFRGS-RS-Modificado) Admitindo-se 100% de ionização para o ácido clorídrico em solução diluída, pode-se afirmar que essa solução não contém a espécie:

a) $HC\ell$ **b)** H_3O^+ **c)** H_2O **d)** $C\ell^-$

91. (UFSC) Soluções ácidas e soluções alcalinas exibem propriedades importantes, algumas delas ligadas à força do ácido ou da base. Uma solução aquosa de um ácido genérico HA poderá ser classificada como **solução de um ácido fraco** quando:

01. não se alterar na presença de uma base.

02. apresentar coloração avermelhada na presença do indicador fenolftaleína.

04. apresentar uma concentração de íons H^+ maior que a concentração de íons A^-.

08. mantiver uma concentração de HA muito maior que a concentração dos íons H^+.

16. a solução for altamente condutora de corrente elétrica.

Responda com a soma dos números dos itens corretos.

92. (UEPG-PR) Sobre os compostos abaixo, o que é correto dizer?

I. $HC\ell$ II. H_2SO_4 III. H_3BO_3 IV. H_2CO_3

01. Todos sofrem ionização quando em meio aquoso, originando íons livres.

02. Segundo Arrhenius, todos são ácidos porque, quando em meio aquoso, originam como cátions apenas os íons H^+.

04. Todos são compostos moleculares.

08. De acordo com o grau de ionização, os compostos I e II são fortes.

16. Os compostos III e IV formam soluções aquosas com alta condutividade elétrica.

93. (EEM-SP) Tem-se os três ácidos e os valores da tabela, que foram obtidos dissolvendo-se em água a temperatura constante:

Ácidos	Proporção entre	
	número de moléculas dissolvidas	número de moléculas ionizadas
H_2S	10	1
H_2SO_4	3	2
HNO_3	10	8

Calcule o grau de ionização para cada ácido e coloque-os em ordem crescente de sua força de ionização.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

94. (UFSM-RS) Sabe-se que a reação de formação do hidróxido de amônio do detergente, que contém amoníaco, é expressa pela equação:

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$$

Fazemos, então, as seguintes afirmativas:

I. O produto dessa reação se encontra altamente dissociado.

II. A solução tem pH básico.

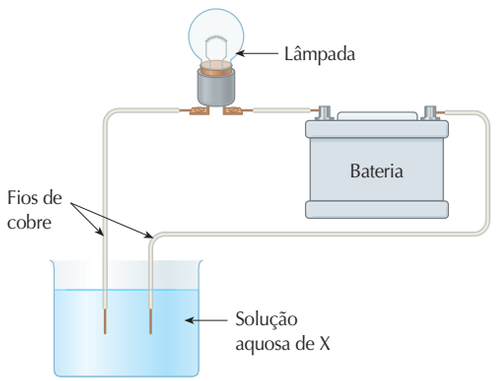
III. De acordo com a teoria de Arrhenius, bases são substâncias que se dissociam em água, produzindo íons OH^-.

Está(ão) correta(s):

a) apenas I.
b) apenas II.
c) apenas III.
d) apenas I e II.
e) apenas II e III.

95. (UEMG) A substância **X**, representada no circuito abaixo, faz a lâmpada se acender. **X** pode ser qualquer uma das espécies químicas a seguir, EXCETO

ADILSON SECCO



a) H_2SO_4 **b)** LiOH **c)** $C_6H_{12}O_6$ **d)** KNO_3

96. (UEL-PR) Considere as soluções aquosas abaixo.

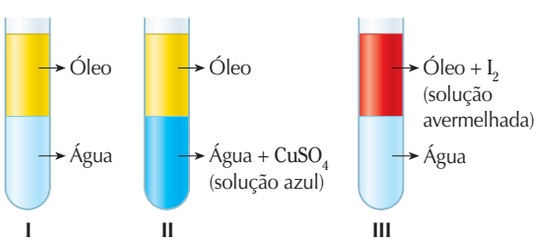
Solução	Cor
$CuSO_4$	Azul
KNO_3	Incolor
Na_2SO_4	Incolor
K_2CrO_4	Amarela

A partir dessa tabela, é possível concluir que os íons responsáveis pelas cores azul e amarela são:

a) Cu^{2+} e SO_4^{2-}
b) K^+ e CrO_4^{2-}
c) K^+ e SO_4^{2-}
d) Na^+ e NO_3^-
e) Cu^{2+} e CrO_4^{2-}

97. (UFJF-MG) Considere os recipientes **I**, **II** e **III** abaixo:

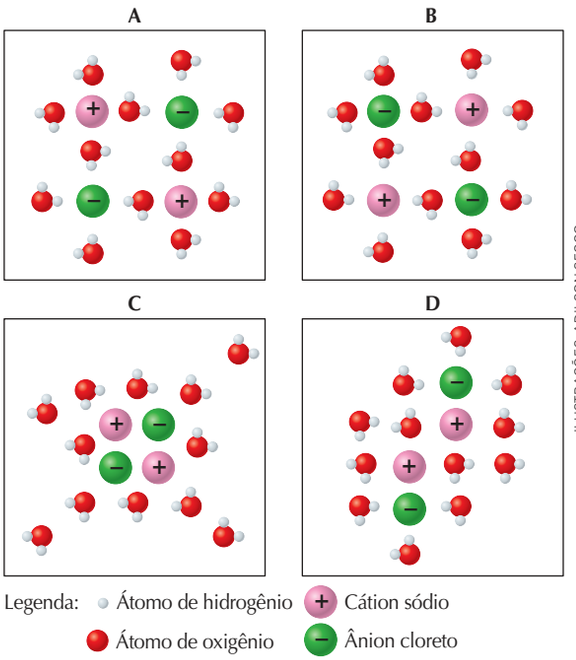
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO



Selecione a alternativa **CORRETA**:

a) Os recipientes **I**, **II** e **III** contêm misturas homogêneas.
b) No recipiente **III**, a solução avermelhada, composta de iodo molecular dissolvido no óleo, é uma mistura heterogênea.
c) A solução azul, contida no recipiente **II**, não conduz corrente elétrica.
d) No recipiente **III**, o óleo dissolve o I_2, pois ambos são substâncias polares.
e) O sulfato de cobre é um composto iônico que, quando dissolvido na água, forma os íons Cu^{2+} e SO_4^{2-}, dando origem à solução azul, que é uma mistura homogênea.

98. (UFMG) O cloreto de sódio, NaCℓ, é um sólido iônico que apresenta alta solubilidade em água.
As figuras apresentam quatro modelos distintos para descrever a solvatação do NaCℓ pelas moléculas de água.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

1. **INDIQUE** se a molécula da água é polar ou apolar. **JUSTIFIQUE** sua resposta, considerando a polaridade das ligações O — H e a geometria molecular.
2. **INDIQUE** qual dos modelos (**A**, **B**, **C** ou **D**) descreve **melhor** a solvatação do NaCℓ em uma solução aquosa diluída. **JUSTIFIQUE** sua resposta, considerando as interações entre as espécies em solução.

99. (Fuvest-SP) Um químico leu a seguinte instrução num procedimento descrito no seu guia de laboratório:
"Dissolva 5,0 g de cloreto em 100 mL de água, à temperatura ambiente...".
Dentre as substâncias abaixo, qual é a citada no texto?

a) $C\ell_2$
b) $CC\ell_4$
c) NaCℓO
d) $NH_4C\ell$
e) AgCℓ

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

6 Óxidos: definição e nomenclatura

Óxido é todo composto químico formado pelo oxigênio e um outro elemento que não seja o flúor.*

Há fundamentalmente dois modos para dar nome aos óxidos. Um deles é mais utilizado para os **óxidos moleculares** e o outro para os **óxidos iônicos**. Vejamos cada caso.

6.1 Óxidos moleculares

Uma vez que o *oxigênio é um não metal*, para que um óxido seja molecular basta que o **oxigênio esteja combinado com outro não metal ou com um semimetal** (lembre-se de que os compostos moleculares são formados por átomos de não metais, ou semimetais, unidos por ligações covalentes).

Como exemplos podemos destacar os óxidos formados pelo nitrogênio:

NO **mon**óxido de **mono**nitrogênio	NO_2 **di**óxido de **mono**nitrogênio	N_2O **mon**óxido de **di**nitrogênio
N_2O_3 **tri**óxido de **di**nitrogênio	N_2O_4 **tetr**óxido de **di**nitrogênio	N_2O_5 **pent**óxido de **di**nitrogênio

Atenção aos prefixos

mono = um
di = dois
tri = três
tetra = quatro
penta = cinco
hexa = seis
hepta = sete

Como você pode perceber, há uma considerável variedade de óxidos de nitrogênio. Essa diversidade também ocorre com alguns outros elementos. Pensando nisso, a regra de nomenclatura foi criada para *evitar confusões* ao chamá-los apenas pelo nome. Outros exemplos são:

CO **mon**óxido de **mono**carbono	CO_2 **di**óxido de **mono**carbono	$C\ell_2O_6$ **hex**óxido de **di**cloro

O prefixo *mono* pode ser omitido quando usado na frente do nome do elemento. Por exemplo:

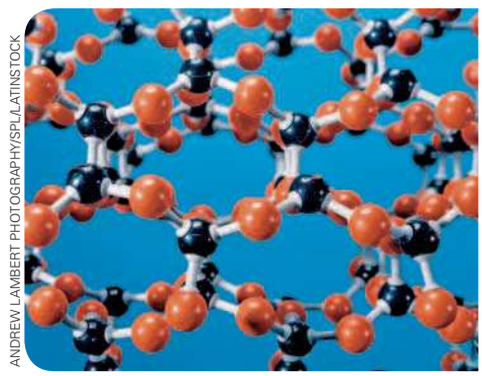
NO — **mon**óxido de nitrogênio
NO_2 — **di**óxido de nitrogênio
CO — **mon**óxido de carbono
CO_2 — **di**óxido de carbono

ROBSON VENTURA/FOLHA IMAGEM

▲ Os veículos motorizados e a queima de combustíveis em instalações industriais contribuem para o aparecimento de vários óxidos moleculares na atmosfera: CO_2, CO, SO_2, SO_3, NO e NO_2. São Paulo, SP, 2004.

SINCLAIR STAMMERS/SPL/LATINSTOCK

▲ Cristais de **quartzo** possuem a forma de prismas e pirâmides. São chamados de **cristais de rocha** e sua fórmula é SiO_2. Grãos de quartzo são o principal componente da areia. Na foto, cristais com cerca de 1 cm de largura.



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SPL/LATINSTOCK

▲ Modelo molecular do quartzo, SiO_2. Os átomos de oxigênio estão representados em vermelho e os de silício em preto.

* Essa restrição ao flúor se deve ao fato de ser ele o único elemento mais eletronegativo que o oxigênio.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

6.2 Óxidos iônicos

Esses tipos de óxido apresentam **oxigênio combinado com um metal** (lembre-se de que, de modo geral, metal e não metal se unem por ligação iônica).

Nesse caso, é fácil prever a fórmula do óxido de um determinado metal utilizando o que aprendemos sobre ligação iônica. Como o oxigênio apresenta 6 elétrons na última camada, quando em ligação iônica ele recebe 2 elétrons e fica com duas cargas negativas, formando o ânion O^{2-}, denominado **íon óxido**.

O^{2-}
Íon óxido

$[Na^{+}]_2[O^{2-}]_1$ Na_2O $\quad$ $[Ca^{2+}]_1[O^{2-}]_1$ CaO $\quad$ $[Fe^{2+}]_1[O^{2-}]_1$ FeO $\quad$ $[Fe^{3+}]_2[O^{2-}]_3$ Fe_2O_3

Vimos que, no caso dos óxidos moleculares, havia elementos com grande variedade de óxidos. Já no caso dos óxidos iônicos, isso não acontece. Como consequência, não há necessidade de uma nomenclatura tão rica em detalhes.

Essa nomenclatura segue a seguinte regra: escrever "óxido de" seguido pelo nome do metal. Caso seja um metal que forme mais de um cátion (recorde os principais na página 214), então deve-se acrescentar, no final, um número, em algarismos romanos e entre parênteses, que corresponde à carga do cátion do metal.

São exemplos de óxidos de metais com carga fixa:

Na_2O — óxido de sódio
K_2O — óxido de potássio
CaO — óxido de cálcio
BaO — óxido de bário
$A\ell_2O_3$ — óxido de alumínio

E exemplos de óxidos de metais com carga variável:

Cu_2O — óxido de cobre (I)
FeO — óxido de ferro (II)
CuO — óxido de cobre (II)
Fe_2O_3 — óxido de ferro (III)

No caso de metais com duas cargas possíveis, como é o caso do cobre e do ferro, vale também outra forma de nomenclatura, mais antiga, porém ainda em uso. Ela consiste na palavra "óxido" seguida do nome do elemento com a terminação **oso,** no caso de ser o cátion com a carga **menor**, ou a terminação **ico**, no caso de ser a **maior**. Assim, para os quatro últimos exemplos:

Cu_2O — óxido cupr**oso**
FeO — óxido ferr**oso**
CuO — óxido cúpr**ico**
Fe_2O_3 — óxido férr**ico**

Note que a nomenclatura dos óxidos iônicos é bastante semelhante à nomenclatura dos hidróxidos.

Dissemos que os metais não costumam apresentar grande variedade de óxidos. Porém, o cromo e o manganês são duas importantes exceções. O cromo forma CrO, Cr_2O_3, CrO_2 e CrO_3 e o manganês forma MnO, Mn_2O_3, MnO_2, MnO_3 e Mn_2O_7. Por esse motivo é costume aplicar para esses óxidos ambas as formas de nomenclatura. Por exemplo:

Cr_2O_3 — **tri**óxido de **di**cromo ou óxido de cromo (III)
Mn_2O_7 — **hept**óxido de **di**manganês ou óxido de manganês (VII)

Uma vez que há óxidos iônicos e óxidos moleculares, é muito difícil generalizar suas propriedades. Para poder estudá-los melhor, costuma-se dividi-los em grupos que possuem propriedades semelhantes. É o que faremos a seguir.

O óxido de ferro (III), Fe_2O_3, é usado como pigmento em tintas. ▶ Com ele podem-se conseguir tons de marrom, castanho e ocre.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

100. Escreva a fórmula dos seguintes óxidos:
a) monóxido de nitrogênio;
b) monóxido de carbono;
c) dióxido de carbono;
d) heptóxido de dicloro;
e) pentóxido de difósforo;
f) trióxido de dimanganês.

101. Escreva o nome dos seguintes compostos:
a) SO_2 **c)** P_2O_3 **e)** Sb_2O_5
b) SO_3 **d)** N_2O_4

102. Escreva a fórmula dos seguintes óxidos:
a) óxido de sódio; **d)** óxido de bário;
b) óxido de cálcio; **e)** óxido de prata;
c) óxido de potássio; **f)** óxido ferroso.

103. Escreva o nome dos seguintes compostos:
a) Li_2O **e)** SnO
b) SrO **f)** SnO_2
c) Fe_2O_3 **g)** PbO
d) $A\ell_2O_3$ **h)** PbO_2

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

104. (UFV-MG) Escolha a opção que relaciona **corretamente** a fórmula e o nome de um composto inorgânico.
a) NaH = hidróxido de sódio
b) Fe_2S_3 = sulfeto de ferro (II)
c) $A\ell_2O_3$ = óxido de alumínio
d) H_2SO_3 = ácido sulfúrico
e) K_2Se = selenato de potássio

105. (Uema) Átomos neutros de um certo elemento representativo M apresentam dois elétrons em sua camada de valência. As fórmulas corretas para seu óxido normal e brometo são, respectivamente:
(Dados: O = 6A e Br = 7A.)
a) M_2O e MBr **d)** M_2O_2 e M_2Br
b) MO_2 e MBr_2 **e)** M_2O e MBr_2
c) MO e MBr_2

106. (UFPB) Um metal M forma um óxido de fórmula M_2O_3. O sulfato e o fosfato desse metal têm, respectivamente, as seguintes fórmulas:
a) $M_3(SO_4)_2$ e M_3PO_4 **d)** M_2SO_4 e MPO_4
b) $M_2(SO_4)_3$ e MPO_4 **e)** $M_2(SO_4)_3$ e $M_3(PO_4)_2$
c) MSO_4 e $M(PO_4)_2$

107. (UFRGS-RS) Considere o texto abaixo, sobre o vidro.
O vidro comum, também conhecido como vidro de cal-soda, é produzido pela reação de areia (**dióxido de silício**), **óxido de sódio**, cal (**óxido de cálcio**) e **óxido de alumínio**. No entanto, na composição do vidro cristal, entram apenas a sílica e o **dióxido de chumbo**, cuja combinação confere mais brilho e maior massa ao produto.
Indique a alternativa que apresenta as fórmulas corretas para as substâncias químicas destacadas, na ordem em que aparecem no texto.
a) NaOH, $Ca(OH)_2$, $A\ell(OH)_3$, $Si(OH)_2$ e $Pb(OH)_2$
b) SiO_2, Na_2O, CaO, $A\ell_2O_3$ e PbO_2
c) SiO, NaO, CaO, $A\ell O$ e PbO
d) SO_2, Na_2O, Ca_2O, $A\ell_2O_3$ e CuO
e) SiO_2, NaOH, Ca_2O, $A\ell O_3$ e PbO_2

6.3 Óxidos ácidos ou anidridos

Alguns óxidos podem ser obtidos a partir da desidratação (retirada de água) de ácidos. Esses óxidos, que têm um comportamento químico intimamente relacionado ao ácido do qual provêm, são chamados de **óxidos ácidos** ou **anidridos**. Além da nomenclatura que já estudamos, há outra que se aplica aos óxidos ácidos. Eles podem ser nomeados escrevendo-se a palavra "anidrido" seguida do nome do ácido que origina o óxido.

H_2SO_4	H_2SO_3	$2(HNO_3)$	$2(HNO_2)$	H_2CO_3	$2(H_3PO_4)$
$-H_2O$	$-H_2O$	$-H_2O$	$-H_2O$	$-H_2O$	$-3(H_2O)$
SO_3	SO_2	N_2O_5	N_2O_3	CO_2	P_2O_5
trióxido de enxofre ou anidrido sulfúrico	dióxido de enxofre ou anidrido sulfuroso	pentóxido de dinitrogênio ou anidrido nítrico	trióxido de dinitrogênio ou anidrido nitroso	dióxido de carbono ou anidrido carbônico	pentóxido de difósforo ou anidrido fosfórico

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Analise as seguintes equações químicas, que representam reações de óxidos ácidos com água:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$
$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$
$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\,HNO_3$$

Note que se trata exatamente do oposto do processo de subtração de água que nos leva a descobrir a fórmula de um anidrido.

Óxidos ácidos reagem com água formando ácido.

Agora analise as equações de algumas reações de óxidos ácidos com bases:

$SO_3 + 2\,NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$ — SO_3 corresponde ao H_2SO_4 — cátion da base: $[Na^+]_2$; ânion do ácido: $[SO_4^{2-}]_1$

$CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$ — CO_2 corresponde ao H_2CO_3 — cátion da base: $[Ca^{2+}]_1$; ânion do ácido: $[CO_3^{2-}]_1$

$N_2O_5 + 2\,NaOH \rightarrow 2\,NaNO_3 + H_2O$ — N_2O_5 corresponde ao HNO_3 — cátion da base: $[Na^+]_1$; ânion do ácido: $[NO_3^-]_1$

Nesses processos fica evidente que esse tipo de óxido possui características ácidas, uma vez que reage com bases. Verifica-se que **o sal formado possui o cátion da base e o ânion do ácido que corresponde ao óxido ácido**.

Óxidos ácidos reagem com bases formando sal e água.

CO_2: UM ÓXIDO ÁCIDO MUITO CONHECIDO

A foto Ⓐ mostra um pedaço de gelo-seco seguro por uma pinça. O gelo-seco é dióxido de carbono (CO_2) no estado sólido, o que é possível em temperatura igual ou inferior a −78 °C.

O dióxido de carbono sofre sublimação a −78 °C, ou seja, passa do estado sólido diretamente ao gasoso. Daí vem a expressão "gelo-seco", já que ele, ao "derreter", não se transforma em líquido.

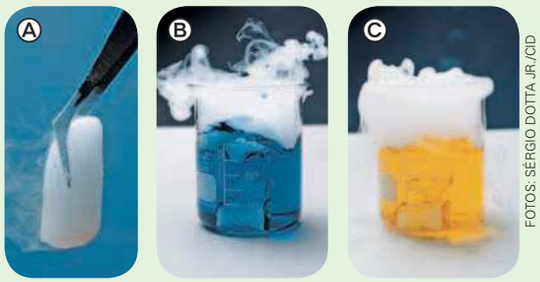
O azul de bromotimol é um indicador ácido-base que assume a coloração azul em meio básico e amarela em meio ácido. Ao adicionarmos um pedaço de gelo-seco a um copo com água contendo algumas poucas gotas de solução básica e esse indicador, Ⓑ, há uma mudança da cor azul para a amarela, Ⓒ, evidenciando que a presença de CO_2 no meio aquoso deixou-o ácido.

$$CO_2\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow H_2CO_3\,(aq)$$

O ar que expiramos (soltamos pelo nariz e/ou pela boca) contém um pouco de gás carbônico. Se assoprarmos, com auxílio de um canudinho, dentro de uma solução aquosa de $Ca(OH)_2$, chamada de **água de cal**, ocorrerá uma reação entre essa base e o óxido ácido CO_2, produzindo um **sólido branco insolúvel**, o $CaCO_3$. O efeito visual será o aparecimento de uma **turvação branca** dentro da solução.

$$CO_2\,(g) + Ca(OH)_2\,(aq) \rightarrow \boxed{CaCO_3\,(s)} + H_2O\,(\ell)$$

Insolúvel em água



FOTOS: SÉRGIO DOTTA JR./CID

• ATENÇÃO

A eventual realização dos experimentos comentados neste quadro deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a).

O gelo-seco (CO_2 sólido) em sublimação está a −78 °C e, por isso, pode provocar sérias lesões em contato com a pele.

Deve ser manipulado usando luvas térmicas ou pinças de madeira ou de metal.

A solução de $Ca(OH)_2$ não deve entrar em contato com pele, boca e olhos, pois é corrosiva.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

108. Escreva a fórmula do anidrido:
a) sulfúrico;
b) sulfuroso;
c) carbônico;
d) nítrico;
e) nitroso;
f) permangânico.

109. Equacione a reação com água dos anidridos do exercício anterior.

110. Equacione a reação com NaOH dos anidridos:
a) sulfúrico;
b) sulfuroso;
c) carbônico;
d) nítrico.

111. Equacione a reação com $Ca(OH)_2$ dos anidridos:
a) sulfúrico;
b) sulfuroso;
c) carbônico;
d) nítrico.

112. O dióxido de nitrogênio (NO_2) é chamado de *anidrido nítrico-nitroso*, pois ao reagir com água forma esses dois ácidos. Trata-se de um **anidrido misto**.
Equacione a reação mencionada.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

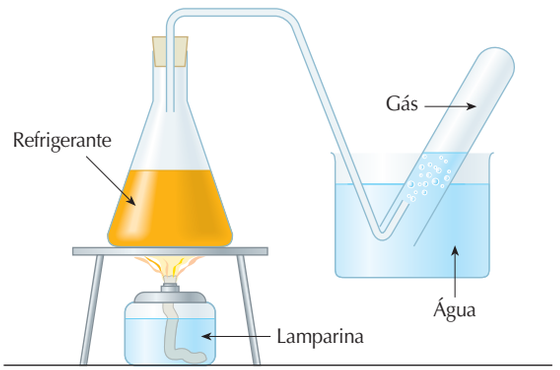
Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

113. (Unirio-RJ) Uma forma genérica de obter ácidos é a reação entre seu anidrido e água. Entre os ácidos abaixo relacionados, não pode ser obtido por esse processo o:
a) clorídrico.
b) cloroso.
c) perclórico.
d) hipocloroso.
e) clórico.

114. (Fuvest-SP) A respiração de um astronauta numa nave espacial causa o aumento da concentração de dióxido de carbono na cabine. O dióxido de carbono é continuamente eliminado por meio de reação química com reagente apropriado. Qual dos reagentes abaixo é o mais indicado para retirar o dióxido de carbono da atmosfera da cabine?
a) Ácido sulfúrico concentrado.
b) Hidróxido de lítio.
c) Ácido acético concentrado.
d) Água destilada.
e) Fenol.

115. (UFSCar-SP) O reboco das paredes de casas pode ser feito com a aplicação de uma pasta feita de argamassa com água. A argamassa é uma mistura de areia com cal extinta, $Ca(OH)_2$. Nas paredes, a pasta vai endurecendo devido à evaporação da água e subsequente reação do hidróxido de cálcio com o gás carbônico do ar. O reboco seco é constituído por uma mistura rígida de areia e:
a) $Ca_3(PO_4)_2$
b) $CaSiO_3$
c) $CaSO_4$
d) $Ca(HCO_3)_2$
e) $CaCO_3$

116. (PUC-RS) O produto gasoso obtido no tubo de ensaio (veja o esquema) pode ser identificado pelo emprego de:



ADILSON SECCO

a) indicador fenolftaleína.
b) palito em brasa.
c) papel de tornassol vermelho.
d) solução de amido.
e) água de cal.

6.4 Há óxidos ácidos envolvidos na poluição atmosférica

A atmosfera, na ausência de poluição, é composta fundamentalmente de N_2, O_2, Ar, CO_2 e quantidades variáveis de vapor de água. Nos locais poluídos, sobretudo em centros urbanos e industriais, muitas outras substâncias passam a fazer parte da composição do ar atmosférico.

Entre essas substâncias, temos:

- monóxido de carbono (CO);
- óxidos de enxofre (SO_2 e SO_3);

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

- óxidos de nitrogênio (especialmente NO e NO_2);
- ozônio (O_3);
- partículas em suspensão, tais como fuligem (pó de carvão, C), areia, partículas metálicas (por exemplo Pb, Hg, Cd) e fumaça;
- vapores de combustível, tais como álcool e gasolina não queimados.

ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SPL/LATINSTOCK

▲ A medida de pH de amostra de chuva coletada em local não poluído revela uma discreta acidez (pH = 5,6), que não é prejudicial ao meio ambiente. O meio é levemente ácido devido ao CO_2 dissolvido.

A chuva é, naturalmente, um pouco ácida!

Plantas e animais, ao respirar, eliminam gás carbônico (CO_2) na atmosfera. Podemos dizer que a presença desse gás na atmosfera é natural. Quando chove, ocorre uma reação entre ele e a água da chuva, produzindo ácido carbônico, que deixa a chuva ligeiramente ácida, já que se trata de um ácido fraco. A reação envolvida pode ser assim equacionada:

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$

A presença de H_2CO_3 na chuva **não** se deve necessariamente à poluição. Essa acidez natural da chuva é tão baixa que não faz nenhum mal aos seres vivos.

Óxidos de carbono e fuligem

A combustão (queima) do álcool e da gasolina dentro dos motores dos automóveis produz uma mistura de dióxido de carbono (CO_2), monóxido de carbono (CO), carvão (C) pulverizado e água.

A produção de CO_2 na queima de combustíveis e nas queimadas tem provocado aumento da concentração desse gás na atmosfera. Como consequência, **intensifica-se o efeito estufa**, o que tende a provocar um aumento da temperatura média do planeta (**aquecimento global**).

Já o CO é um gás extremamente tóxico, que afeta a capacidade do sangue de transportar oxigênio às diversas partes do corpo, onde é essencial à vida. O CO *não tem cheiro nem cor*, mas pode causar desde uma ligeira dor de cabeça até a morte, dependendo da quantidade inalada.

O carvão (C) pulverizado é conhecido como fuligem, sendo o principal responsável pela cor escura da fumaça que sai do escapamento de alguns automóveis, caminhões e ônibus e também das chaminés das fábricas. Alguns dos inconvenientes da presença da fuligem e de outras partículas sólidas em suspensão no ar são o fato de elas causarem irritação na córnea e também produzirem ou agravarem problemas respiratórios, como, por exemplo, bronquite.

Óxidos de enxofre

Uma das principais impurezas que existem nos derivados de petróleo (gasolina, óleo *diesel*) e no carvão mineral são os compostos contendo o elemento enxofre (S). Quando esses combustíveis são utilizados, produz-se o dióxido de enxofre, um óxido ácido de cheiro bastante irritante.

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

Ao reagir com a água da chuva, o SO_2 produz o ácido sulfuroso:

$$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$$

Na atmosfera, parte do SO_2 reage com o oxigênio e se transforma lentamente no SO_3, outro óxido ácido. Embora essa reação seja difícil, ela é acelerada pela presença de certas partículas em suspensão na atmosfera. O SO_3 formado reage com a água da chuva, produzindo H_2SO_4, que é um ácido forte.

$$2\,SO_2 + O_2 \rightarrow 2\,SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Assim se origina a chamada **chuva ácida**, ou seja, chuva com acidez superior àquela naturalmente devida ao CO_2. Ela é responsável por inúmeros problemas, entre os quais se destacam:

- prejuízos para a agricultura, pois o solo se torna ácido e, ao mesmo tempo, o SO_2 destrói as folhas dos vegetais;
- a água dos rios e lagos se torna ácida e, consequentemente, imprópria à vida de peixes;
- corrosão do mármore, do ferro e de outros materiais usados em monumentos e construções.

Em textos técnicos, é comum encontrarmos a simbologia SO_x para designar de modo genérico o SO_2 e o SO_3.

O álcool proveniente da cana-de-açúcar não contém compostos de enxofre e, portanto, não contribui para o aparecimento de H_2SO_4 na chuva.

HERVÉ CHAMPOLION/AKG/LATINSTOCK

▲ Monumento de mármore em Nápoles, Itália, 1997, corroído pela elevada acidez da chuva em região poluída (chuva ácida).

STAN KUJAWA/ALAMY/OTHER IMAGES

▲ Floresta danificada pela chuva ácida, na Polônia, em 2002.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ A rosa dentro do erlenmeyer, inicialmente igual à outra, foi exposta por algumas horas a um ambiente contendo dióxido de enxofre (SO_2). Esse gás, que possui ação descorante, provocou a alteração na cor da flor.

ADILSON SECCO

GÁS TÓXICO

• ATENÇÃO

O dióxido de enxofre, SO_2, é um gás incolor, corrosivo, irritante e tóxico. Causa queimaduras na pele, necrose da córnea, edema de laringe e pulmonar, dentre outros sintomas.

Não reproduza o experimento da foto ao lado por conta própria.

Óxidos de nitrogênio

No motor dos automóveis ocorre a entrada de ar, cujo O_2 é necessário à combustão. Junto com esse O_2, entram os outros componentes do ar, que não deveriam, em princípio, tomar parte de reações dentro do motor. No entanto, devido à alta temperatura interna do motor, ocorre a reação entre N_2 e O_2:

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2\,NO$$

Uma vez lançado na atmosfera, o NO transforma-se num óxido ácido, o NO_2, que, ao reagir com a água da chuva, produz os ácidos nítrico e nitroso. Em textos técnicos, é comum encontrarmos a simbologia NO_x para designar genericamente NO e NO_2.

$$2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$$

$$2\,NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$$

O HNO_3 é um ácido forte. Juntamente com o H_2SO_4, ele é importante responsável pelo fenômeno da chuva ácida. Curiosamente, contudo, o HNO_3 não surge na chuva apenas devido à poluição. Nos raios que ocorrem durante as tempestades também se formam NO e NO_2, que conduzem ao aparecimento desse ácido na água. Assim, quantidades moderadas de HNO_3 podem existir na chuva, mesmo na ausência de poluição, desde que a chuva seja acompanhada de raios. O NO_2 também contribui para a formação de ozônio na atmosfera:

$$NO_2 + O_2 \rightarrow NO + O_3$$

DIGITAL VISION/GETTY IMAGES

▲ Os raios promovem a reação entre N_2 e O_2 formando NO, que, a seguir, reage com mais O_2, produzindo NO_2.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

É benéfica para o ser humano a presença de ozônio na estratosfera, onde ele filtra os raios ultravioleta provenientes do Sol. Contudo a presença desse gás na baixa atmosfera é inconveniente porque causa irritação nos olhos e na garganta e também prejudica os vegetais. Assim sendo, o gás O_3 é considerado um poluente.

Esquema do aparecimento de ácido na chuva

Reações envolvidas na queima de combustíveis

Combustível + $O_2 \rightarrow CO_2$, CO, C, H_2O

$N_2 + O_2 \rightarrow 2\ NO$

$S + O_2 \rightarrow SO_2$

Reações que ocorrem na atmosfera

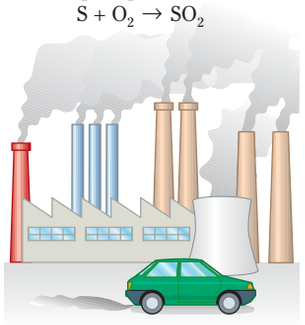
$2\ NO + O_2 \rightarrow 2\ NO_2$

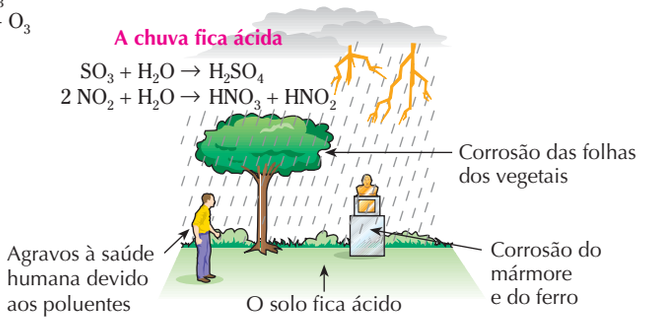
$2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$

$NO_2 + O_2 \rightarrow NO + O_3$

Reação provocada pelos raios

$N_2 + O_2 \rightarrow 2\ NO$





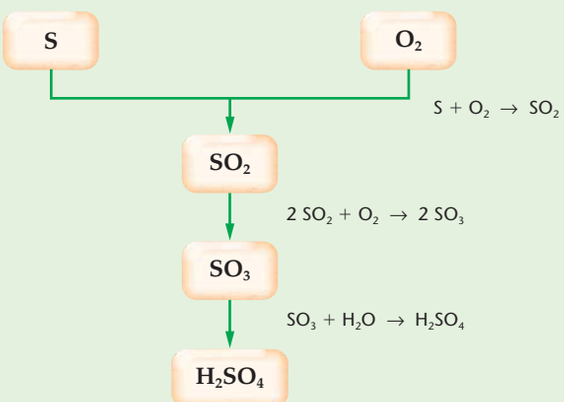
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

PRODUÇÃO DE ÁCIDO SULFÚRICO E DE ÁCIDO NÍTRICO

Grande parte dos produtos químicos industriais com os quais tomamos contato diário tem o **ácido sulfúrico**, H_2SO_4, envolvido, direta ou indiretamente, em sua fabricação: detergentes, plásticos, tintas, corantes, fibras têxteis, fertilizantes, baterias de automóveis etc. Trata-se do composto químico de maior importância para a indústria, podendo seu consumo anual ser usado como indicador do grau de desenvolvimento da indústria química de um país.

Quando puro, apresenta-se como um líquido incolor, oleoso, bastante denso ($d = 1{,}84\ g/cm^3$) e de alto ponto de ebulição (338 °C).

O mapa conceitual a seguir mostra, de forma esquemática, como o ácido sulfúrico é fabricado a partir das matérias-primas enxofre mineral, oxigênio do ar e água. **Perceba a semelhança com o aparecimento de H_2SO_4 na chuva**.



Quando o H_2SO_4 se dissolve em água, ocorre uma grande liberação de calor, que faz a temperatura da mistura aumentar.

MARTIN BOND/SPL/LATINSTOCK

▲ O ácido sulfúrico é o composto químico produzido e consumido mundialmente em maior quantidade. Virtualmente todos os ramos da indústria química dependem dele, direta ou indiretamente. Na foto, fábrica de ácido sulfúrico em Cleveland, Inglaterra, 1987. "A prosperidade comercial de uma nação pode ser medida pela quantidade de ácido sulfúrico que ela consome." (Justus von Liebig, químico alemão, 1803-1873.)

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

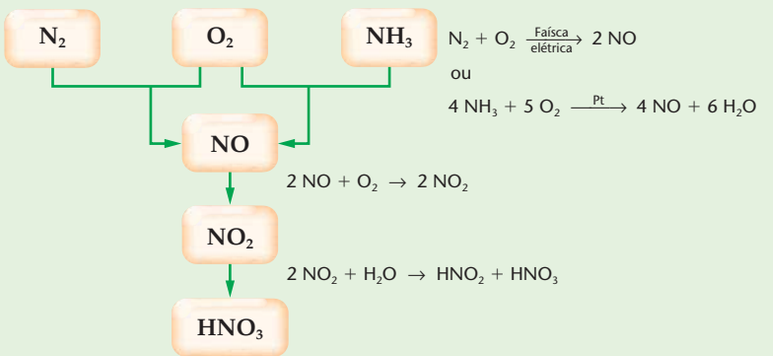
O procedimento correto para misturar H_2SO_4 concentrado e água é **adicionar lentamente o ácido sobre a água, nunca o contrário**! Isso porque, ao jogar água sobre o ácido, a temperatura se eleva tanto que pode haver uma **explosão** (graças à fervura violenta da água), espirrando ácido na pessoa e podendo até mesmo quebrar o recipiente que contém a solução. **Esse tipo de cuidado deve ser tomado para qualquer ácido**, não apenas para o H_2SO_4. (Ácidos concentrados são extremamente perigosos e **não** devem ser manipulados por alunos.)

O H_2SO_4 é um ácido forte, bastante corrosivo, com ação desidratante; ou seja, ele é capaz de retirar água dos materiais. A adição de um pouco de H_2SO_4 concentrado ao açúcar provoca a **carbonização** do açúcar, isto é, sua transformação em carvão. **(Esse experimento NÃO deve ser feito pelo aluno, pois H_2SO_4 é muito perigoso.)** Isso também ocorre com o algodão, a madeira e o papel. Devido a essa **ação desidratante**, o H_2SO_4 consegue furar tecidos de algodão.

$$C_m(H_2O)_n \xrightarrow{H_2SO_4} m\,C + n\,H_2O$$

Fórmula genérica que representa açúcar, algodão, madeira e papel — Carvão — Água retirada por ação do H_2SO_4

O **ácido nítrico**, HNO_3, é obtido industrialmente a partir do oxigênio e do nitrogênio do ar (ou da amônia) e da água. Suas principais aplicações são na produção de nitratos, empregados em fertilizantes e em explosivos.



CORROSIVO — CORROSIVO DESIDRATANTE!

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

O H_2SO_4 é um líquido viscoso, corrosivo e denso. O contato com a pele provoca queimadura e ulceração. Se ingerido, provoca erosão dental, queimaduras graves na boca e na garganta e possível perfuração do trato intestinal. Sua dissolução em água ocorre com grande liberação de calor, o que pode provocar ebulição violenta e explosiva, espirrando solução quente e corrosiva na pessoa.

O ácido sulfúrico concentrado é um reagente extremamente perigoso. O experimento cujo resultado já está na foto abaixo NÃO deve ser feito pelo aluno.

O HNO_3 é um líquido corrosivo e sufocante. O contato com a pele provoca uma coloração amarelada.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ Sobre a amostra de açúcar da direita foi adicionado ácido sulfúrico concentrado. Ele provocou a carbonização do açúcar.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

117. (FFCL-Belo Horizonte-MG) Em ambientes não poluídos e na ausência de raios e relâmpagos, a água da chuva é ácida por causa da dissolução do ■. A alternativa que completa corretamente a frase é:

a) dióxido de carbono.
b) gás oxigênio.
c) gás sulfúrico.
d) óxido nítrico.

118. (Faee-GO) Em grandes cidades, devido a impurezas em combustíveis, ocorre a formação de SO_2 que reage com o oxigênio do ar, formando trióxido de enxofre, que é um dos responsáveis pela formação de chuva ácida. A fórmula do produto da reação do trióxido de enxofre com a água é:

a) H_2SO_3 **c)** H_2S **e)** SO_3
b) $H_2S_2O_3$ **d)** H_2SO_4

119. (UFJF-MG) Considere os óxidos **A**, **B** e **C** e suas características abaixo:

A — gás incolor, de caráter ácido, cujas moléculas são apolares. O excesso na atmosfera é o principal responsável pelo efeito estufa.

B — gás incolor, extremamente tóxico, cujas moléculas são polares. Forma-se na queima (combustão) incompleta de combustíveis, como a gasolina.

C — gás incolor, de cheiro forte e irritante. Sofre oxidação em contato com o oxigênio do ar e o produto formado pode reagir com água, originando a chuva ácida.

Os gases **A**, **B** e **C**, de acordo com as suas características, correspondem, respectivamente, a:

a) H_2S, O_3 e SO_2
b) NO_2, CO e CO_2
c) CO_2, CO e SO_2
d) $HC\ell$, O_2 e NH_3
e) CO_2, N_2 e O_3

120. (UFSCar-SP) Para identificar dois gases incolores, I e II, contidos em frascos separados, um aluno, sob a orientação do professor, reagiu cada gás, separadamente, com gás oxigênio, produzindo em cada caso outro gás, que foi borbulhado em água destilada. O gás I produziu um gás castanho e uma solução fortemente ácida, enquanto o gás II produziu um gás incolor e uma solução fracamente ácida. A partir desses resultados, o aluno identificou corretamente os gases I e II como sendo, respectivamente:

a) CO e SO_2
b) NO_2 e SO_2
c) NO e CO
d) NO_2 e CO
e) SO_2 e NO

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

121. (UFPE) Três recipientes, *A*, *B* e *C*, contêm os gases O_2, H_2 e CO_2. Introduzindo um palito de fósforo aceso em cada recipiente, observa-se que: no recipiente *A*, a chama imediatamente se apaga; no recipiente *B*, a chama se torna mais brilhante; e, no recipiente *C*, ocorre uma pequena explosão. De acordo com esses dados, podemos concluir que os recipientes *A*, *B* e *C* contêm, respectivamente:

a) H_2, O_2 e CO_2
b) CO_2, H_2 e O_2
c) H_2, CO_2 e O_2
d) CO_2, O_2 e H_2
e) O_2, H_2 e CO_2

122. (UFJF-MG) Alguns dos processos que fazem parte do chamado "ciclo do nitrogênio", e permitem as transformações químicas do componente mais abundante do ar, estão descritos a seguir.

Processo 1: Durante as tempestades, os raios provocam a reação
$N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO\ (g)$

Processo 2: O NO em presença de O_2 forma o dióxido de nitrogênio.

Processo 3: O dióxido de nitrogênio, em contato com a água da chuva, leva à formação de ácido nitroso e ácido nítrico.

Processo 4: Certas bactérias do solo e as algas azuis dos oceanos convertem o nitrogênio do ar em amônia. A amônia é absorvida pelas plantas e convertida em nitritos e nitratos pelas bactérias.

Baseando-se nas informações apresentadas:

a) classifique as moléculas de nitrogênio e de amônia quanto à polaridade.

b) escreva a equação química balanceada que representa a reação descrita no **Processo 3** do ciclo do nitrogênio.

c) represente as fórmulas químicas estruturais da amônia e de um dos ânions mencionados no **Processo 4**.

d) Observando os **Processos 2** e **3**, responda: Qual seria a consequência ambiental causada por uma emissão excessiva de óxidos de nitrogênio na atmosfera? Justifique sua resposta.

123. (Fuvest-SP) Têm-se amostras de 3 gases incolores, *X*, *Y* e *Z*, que devem ser H_2, He e SO_2, não necessariamente nesta ordem. Para identificá-los, determinaram-se algumas de suas propriedades, as quais estão na tabela a seguir:

Propriedade	X	Y	Z
Solubilidade em água	Alta	Baixa	Baixa
Reação com oxigênio na presença de catalisador	Ocorre	Ocorre	Não ocorre
Reação com solução aquosa de uma base	Ocorre	Não ocorre	Não ocorre

Com base nessas propriedades, conclui-se que *X*, *Y* e *Z* são, respectivamente:

a) H_2, He e SO_2
b) H_2, SO_2 e He
c) He, SO_2 e H_2
d) SO_2, He e H_2
e) SO_2, H_2 e He

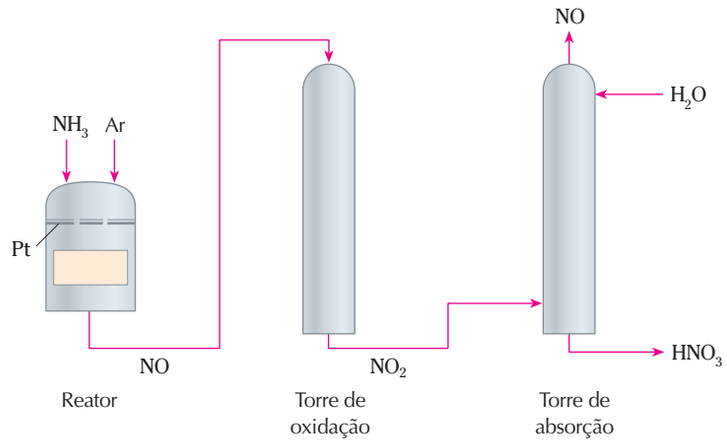
124. (UFS-SE) Ácido sulfúrico pode ser obtido industrialmente a partir da oxidação do enxofre, processo esse que ocorre em várias etapas. Em uma delas, a reação que ocorre é representada por:

a) $2\ S + O_2 \rightarrow 2\ SO$
b) $S + H_2 \rightarrow H_2S$
c) $S + O_2 \rightarrow SO_2$
d) $S + C\ell_2 \rightarrow SC\ell_2$
e) $2\ S + C\ell_2 \rightarrow S_2C\ell_2$

125. (Fuvest-SP) Escrever as equações das reações que ocorrem na fabricação do ácido sulfúrico, a partir do enxofre.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

126. (Fuvest-SP) Ácido nítrico é produzido pela oxidação de amônia com excesso de oxigênio, sobre um catalisador de platina, em uma sequência de reações exotérmicas. Um esquema simplificado desse processo é:



ADILSON SECCO

Escreva as equações químicas balanceadas das reações que ocorrem no reator, na torre de oxidação e na torre de absorção. Note que, desta última, sai NO (g), nela gerado. A maior parte desse gás é aproveitada na própria torre, onde há oxigênio em excesso. Duas reações principais ocorrem nessa torre.

6.5 Óxidos básicos

Os óxidos com características básicas que nos interessam neste livro são os óxidos de metais alcalinos e os de metais alcalino-terrosos. Tais óxidos podem ser encarados como resultado da desidratação dos respectivos hidróxidos, de modo similar ao que fizemos com os ácidos:

$$\begin{array}{r} Ca\ (OH)_2 \\ -\quad OH_2 \\ \hline Ca\ \ O \end{array} \qquad \left[Ca^{2+}\right]_1 \left[O^{2-}\right]_1$$

óxido de cálcio

$$\begin{array}{r} 2\ (Na\ \ OH) \\ -\quad\ OH_2 \\ \hline Na_2\ O \end{array} \qquad \left[Na^{+}\right]_2 \left[O^{2-}\right]_1$$

óxido de sódio

Observe as seguintes equações químicas:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$
$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2\,NaOH$$

Esses dois processos químicos são o oposto da subtração de água que fizemos anteriormente. Esse tipo de reação pode ser generalizado assim:

Óxidos básicos reagem com água formando base.

Observe, agora, as seguintes reações de óxidos básicos com ácidos:

$$CaO + 2\,HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$$

CaO corresponde ao $Ca(OH)_2$ — cátion da base: $\left[Ca^{2+}\right]_1$ — ânion do ácido: $\left[NO_3^{-}\right]_2$

$$Na_2O + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

Na_2O corresponde ao $NaOH$ — cátion da base: $\left[Na^{+}\right]_2$ — ânion do ácido: $\left[SO_4^{2-}\right]_1$

Nesse processo, você deve ter percebido que **o sal formado possui o ânion do ácido e o cátion da base correspondente ao óxido básico, que é o mesmo cátion do óxido básico**.

Óxidos básicos reagem com ácidos formando sal e água.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CaO: UM ÓXIDO BÁSICO MUITO CONHECIDO

O **calcário** é uma rocha constituída principalmente por carbonato de cálcio ($CaCO_3$), sendo muito utilizado na pavimentação do passeio público e na obtenção da **cal viva**:

$$\underset{\text{Calcário}}{CaCO_3} \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{Cal viva ou cal virgem}}{CaO} + CO_2$$

A essa reação damos o nome de **decomposição térmica do calcário**. (O símbolo Δ indica aquecimento.)

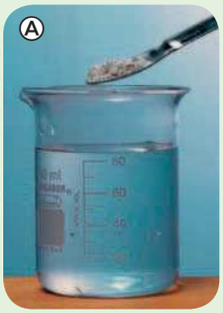
A cal viva (CaO) formada é aplicada em pinturas (caiação) e também em argamassa, uma mistura de areia, cimento e cal. Em contato com a água, a cal viva forma a **cal hidratada**:

$$\underset{\text{Cal viva}}{CaO} + H_2O \rightarrow \underset{\text{Cal hidratada, cal extinta ou cal apagada}}{Ca(OH)_2}$$

As fotos Ⓐ e Ⓑ ilustram a realização dessa reação em laboratório.

O frasco da foto Ⓐ contém água e fenolftaleína. Esse indicador ácido-base encontra-se incolor porque o meio está neutro. A adição de um pouco de cal viva (CaO) — o pó branco que está na ponta da espátula de metal — faz com que a fenolftaleína assuma a coloração avermelhada, característica desse indicador em meio básico, como mostra a foto Ⓑ.

Ⓐ



EDUARDO SANTALIESTRA/CID

Ⓑ

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

ADILSON SECCO

CORROSIVO
DESIDRATANTE

• ATENÇÃO

A cal viva não deve ter contato com pele, boca e olhos, pois é irritante e corrosiva.

Sua dissolução em água ocorre com grande liberação de calor, o que pode provocar violenta ebulição, espirrando solução quente e corrosiva na pessoa. Na eventual realização desse experimento, com **autorização e supervisão do(a) professor(a), deve-se adicionar apenas uma pitada de cal usando espátula** (como mostra a foto). Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

6.6 Óxidos neutros

Há três óxidos, CO, NO e N_2O, que, ao contrário dos ácidos e básicos, não reagem com água, nem com ácidos nem com bases. Eles são chamados de **óxidos neutros**.

Óxidos neutros ou **indiferentes** são aqueles que **não** reagem com água, nem com ácidos nem com bases. São eles CO, NO e N_2O.

TABELA 4 Comparação entre óxidos ácidos, básicos e neutros

Óxido	Formado por	Composto	Exemplos
Ácido	Não metal* e oxigênio	Molecular	CO_2, N_2O_5, N_2O_3, NO_2, N_2O_4, P_2O_5, P_2O_3, SO_2, SO_3, $C\ell_2O_7$
Neutro	Não metal e oxigênio	Molecular	CO, NO, N_2O
Básico	Metal alcalino ou alcalino-terroso e oxigênio	Iônico	Na_2O, K_2O, Li_2O, MgO, CaO, BaO

* Três importantes exceções são o Mn_2O_7, o MnO_3 e o CrO_3, óxidos ácidos de metais, que possuem elevado caráter covalente.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CO: UM DOS MUITOS PROBLEMAS DO CIGARRO

Entre vários produtos formados na queima do fumo está o gás CO. Ele não reage com água, ácidos ou bases, pois é óxido neutro. Apesar disso é capaz de **reagir com a hemoglobina** que existe em nosso sangue, **impedindo-a de transportar oxigênio** para as várias partes de nosso organismo. Esse é um dos inúmeros problemas associados ao tabagismo.

GÁS TÓXICO

ADILSON SECCO

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

127. Equacione a reação dos seguintes óxidos com água:
a) óxido de lítio;
b) óxido de potássio;
c) óxido de cálcio;
d) óxido de bário.

128. Equacione a reação dos óxidos do exercício anterior com $HC\ell$.

129. Um caminhão-tanque capotou na estrada e derramou ácido sulfúrico na pista. Supondo que o ácido derramado tenha sido neutralizado pela aplicação de cal virgem (óxido de cálcio), equacione a reação envolvida.

MATUITI MAYEZO/FOLHA IMAGEM

◀ Acidente com derramamento de ácido, em Miracatu, SP, 2007.

130. Considere os elementos químicos carbono, cloro, nitrogênio, sódio, cálcio, potássio e fósforo.
Quais, entre eles, podem formar óxidos:
a) ácidos?
b) básicos?
c) neutros?

131. (UFRRJ) Muitas pessoas já ouviram falar de "gás hilariante". Mas será que ele é realmente capaz de provocar o riso? Na verdade, essa substância, o óxido nitroso (N_2O), descoberta há quase 230 anos, causa um estado de euforia nas pessoas que a inalam. Mas pode ser perigosa: na busca de uma euforia passageira, o gás já foi usado como droga, e, em várias ocasiões, o resultado foi trágico, como a morte de muitos jovens.
Sobre o óxido nitroso, responda:
a) Como é classificado?
b) Que tipo de ligação une seus átomos?
c) Que outra nomenclatura também pode ser usada?

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

132. (UEMG) De acordo com as propriedades dos elementos químicos, podemos classificar como um óxido de natureza alcalina (básica) e um óxido de natureza ácida, respectivamente:
a) CaO e SO_3
b) Na_2O e MgO
c) CO e $A\ell_2O_3$
d) $C\ell_2O$ e N_2O_3

133. (UFF-RJ) São óxidos básicos:
a) MgO, $C\ell_2O$, K_2O
b) $C\ell_2O_3$, CaO, MgO
c) CaO, MgO, P_2O_5
d) MgO, P_2O_5, $C\ell_2O$
e) K_2O, MgO, CaO

134. (UFRGS-RS) A substância química Na_2SO_3 pode ser obtida pela reação entre:
a) óxido de sódio e ácido sulfúrico.
b) cloreto de sódio e ácido sulfídrico.
c) hidróxido de sódio e ácido sulfídrico.
d) hidróxido de sódio e ácido sulfúrico.
e) óxido de sódio e ácido sulfuroso.

135. (UFSC) Um agricultor necessita fazer a calagem do solo (correção do pH) para o cultivo de hortaliças e nesse processo utilizará cal virgem (CaO).
Com base na informação acima, indique a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.
01. Cal virgem reage com água segundo a equação: $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$.
02. A calagem diminui o pH do solo.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

04. A dissociação de hidróxido de cálcio em água libera íons $(OH)^-$ que neutralizam os íons H^+ presentes no solo.
08. A calagem é um processo de neutralização.
16. Cal virgem é um óxido ácido.

▲ **Comentário dos autores:**
A escala de pH é estudada em Físico-Química. A expressão "diminui o pH" deve ser entendida como "aumenta a acidez".

136. (UnB-DF)

Grandes Navegações

Um dos primeiros saltos tecnológicos sistematicamente planejados pela humanidade foram as Grandes Navegações iniciadas no final do século XV. A tecnologia necessária foi, em grande parte, obtida a partir de invenções, como a pólvora, a bússola e o papel, e o conhecimento de diversos metais que possibilitaram a construção de instrumentos e ferramentas. Nessa época, já eram conhecidos o ferro, o cobre, a prata, o estanho, o mercúrio e o ouro, bem como outros elementos químicos como o carbono, o enxofre e o arsênio.

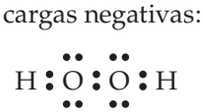
A construção de caravelas permitiu enfrentar as imensas distâncias nos oceanos; mares nunca antes navegados, terras, povos, flora e fauna começaram a ser explorados pelos europeus. Antes da chegada dos europeus, nas Américas não existiam determinados animais — como algumas raças de cavalos, bois e porcos — e plantas, que os colonizadores trouxeram. As Grandes Navegações em direção à África, à Ásia e à América também provocaram intercâmbio de enfermidades como febre amarela e cólera, que se disseminaram facilmente nas regiões ocupadas, e de doenças sexualmente transmissíveis, como a sífilis.

Tendo o texto acima como referência inicial, julgue os itens subsequentes em certos ou errados.

1. O átomo do elemento químico citado no texto que pertence ao segundo período da Tabela Periódica pode fazer parte de substâncias com características ácidas.
2. Entre os átomos dos elementos não metais citados no texto, os do elemento As são os que apresentam o maior número de elétrons no subnível mais energético.
3. Alguns dos metais citados no texto são elementos de transição interna.
4. Os átomos de oxigênio possuem maior potencial de ionização que os átomos dos não metais citados no texto.
5. Todos os elementos químicos citados no texto podem fazer ligações covalentes.
6. A maior parte das cargas dos átomos neutros de Fe, Cu, Ag, Sn, Hg e Au encontra-se em seus núcleos.

6.7 Peróxidos

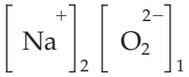
A água oxigenada é uma solução aquosa do composto de fórmula H_2O_2, chamado quimicamente de **peróxido de hidrogênio**. Imagine que fosse possível retirar os dois hidrogênios de sua molécula, mas que cada um saísse deixando o respectivo elétron. A estrutura resultante seria formada por dois átomos de oxigênio e possuiria duas cargas negativas:



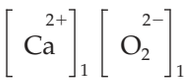
peróxido de hidrogênio

íon peróxido

O íon resultante, o O_2^{2-}, encontra-se presente em alguns compostos iônicos. É chamado de **íon peróxido**, e os compostos que o contêm pertencem à classe dos **peróxidos**. Os peróxidos de maior importância são os de metais alcalinos e alcalino-terrosos. A nomenclatura é feita de modo semelhante à dos óxidos básicos:



Na_2O_2 — peróxido de sódio



CaO_2 — peróxido de cálcio

Não confunda óxido com peróxido. Apesar de parecidos, os óxidos e os peróxidos de metais alcalinos e alcalino-terrosos têm uma diferença decorrente dos diferentes ânions que os compõem. Compare, por exemplo, as fórmulas do óxido de sódio (Na_2O) e do peróxido de sódio (Na_2O_2) ou do óxido de cálcio (CaO) e do peróxido de cálcio (CaO_2).

VIRGO/PRODUCTIONS/CORBIS/LATINSTOCK

▲ O H_2O_2 é o peróxido mais utilizado pelas indústrias químicas, sendo empregado no processamento de madeira, celulose e papel, no tratamento de despejos industriais e na fabricação de solventes e plásticos. O peróxido de sódio (Na_2O_2) é utilizado no branqueamento industrial das fibras de algodão destinadas a fazer tecidos (foto).

O_2^{2-}
Íon peróxido

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

137. Escreva a fórmula molecular e a estrutural do peróxido de hidrogênio.

138. Os peróxidos de estrôncio e de bário são empregados na fabricação de alguns fogos de artifício. Quais são suas fórmulas?

139. Escreva as fórmulas do peróxido de:

a) potássio
b) magnésio
c) lítio
d) cálcio

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

140. (Mackenzie-SP) A água oxigenada, usada para limpar ferimentos, é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio que, na presença de luz, decompõe-se em água e gás oxigênio. A alternativa que possui essa reação corretamente equacionada e balanceada é:

a) $H_2O_2\ (aq) \xrightarrow{Luz} H_2\ (g) + O_2\ (g)$

b) $H_2O_2\ (aq) \xrightarrow{Luz} H_2O\ (líq) + O_2\ (g)$

c) $H_2O_2\ (aq) \xrightarrow{Luz} 2\ H_2O\ (líq) + O_2\ (g)$

d) $2\ H_2O_2\ (aq) \xrightarrow{Luz} 2\ H_2O\ (líq) + O_2\ (g)$

e) $2\ H_2O_2\ (aq) \xrightarrow{Luz} 2\ H_2O\ (líq) + H_2\ (g)$

141. (UFRGS-RS) São apresentadas abaixo substâncias químicas, na coluna da esquerda, e uma possível aplicação para cada uma delas, na coluna da direita.

1. H_2SO_4	A. descorante de cabelos
2. $NaC\ell O$	B. antiácido estomacal
3. H_2O_2	C. água sanitária
4. $Mg(OH)_2$	D. conservação de alimentos
5. $NaC\ell$	E. solução de baterias automotivas

Associando as substâncias químicas, na coluna da esquerda, com as aplicações correspondentes, na coluna da direita, a sequência correta é

a) 3A, 4B, 2C, 5D, 1E
b) 2A, 3B, 1C, 5D, 4E
c) 3A, 4B, 1C, 5D, 2E
d) 2A, 3B, 4C, 1D, 5E
e) 3A, 2B, 1C, 4D, 5E

142. (Uerj) As máscaras de respiração, utilizadas por bombeiros em situações de emergência, contêm superóxido de potássio. Essa substância reage com a umidade do ar expirado pelo usuário da máscara, conforme a equação abaixo.

$$4\ KO_2\ (s) + 2\ H_2O\ (v) \rightarrow 4\ KOH\ (s) + 3\ O_2\ (g)$$

Além do superóxido de potássio, o potássio forma dois outros compostos binários oxigenados que não satisfazem os requisitos para uso em máscaras. Indique as fórmulas desses compostos.

143. (UnB-DF) Um grande problema de saúde pública está associado à destinação inadequada e à falta de tratamento do lixo urbano. Uma das formas atuais de tratamento final do lixo é a incineração, que emprega a decomposição por meio da oxidação térmica a alta temperatura.

Esse processo deve ser usado com restrições, pois tem impacto negativo na saúde pública e no meio ambiente, em decorrência da emissão de poluentes atmosféricos e de cinzas que contêm metais como Fe, $A\ell$, Zn, Ag, Cu, Cd, Sn e Hg. Os gases mais comuns emitidos no processo de incineração são $HC\ell$, $C\ell_2$, HBr, HF, SO_2, SO_3, NO_2, NO e P_2O_5.

A partir desse texto, julgue os itens subsequentes em certos ou errados.

1. O pentóxido de dipotássio é um dos resíduos gasosos provenientes do referido processo de incineração.

2. Caso se faça reagir uma solução de trióxido de enxofre com uma quantidade insuficiente de base, ocorrerá a formação do sal hidrogenossulfato de sódio, de acordo com as equações a seguir.

$SO_3\ (g) + H_2O\ (\ell) \rightarrow H_2SO_4\ (aq)$

$H_2SO_4\ (aq) + NaOH\ (aq) \rightarrow NaHSO_4\ (aq) + H_2O\ (\ell)$

3. Átomos de oxigênio e flúor são constituintes de alguns gases gerados na incineração de lixo. A respeito de íons desses átomos, é correto afirmar que a quantidade de energia necessária para se chegar ao íon O^{2-} a partir de O^- é menor que a quantidade de energia necessária para se chegar ao íon F^{2-} a partir do F^-.

4. Dos ácidos halogenados citados no texto, o mais fraco é o ácido bromídrico.

5. O fluoreto de cálcio é um composto inorgânico que, adicionado à água potável, atua na prevenção de cárie.

6. Na estrutura de Lewis da molécula do poluente NO_2, mencionado no texto, o átomo central tem elétron não ligante, o que causa uma geometria angular dessa molécula.

7. Os óxidos de enxofre e nitrogênio, quando incorporados ao aerossol atmosférico, estão associados com a acidificação de rios e lagos e com a corrosão de edificações e monumentos.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Informe-se sobre a Química

Hidróxido de lítio salva astronautas

"'*Houston, we have a problem*.' Ao enviar essa mensagem em 13 de abril de 1970, o comandante da missão espacial Apollo 13, Jim Lovell, sabia: a sua vida e as dos seus dois companheiros estavam por um fio. Um dos tanques de oxigênio da nave tinha acabado de explodir.

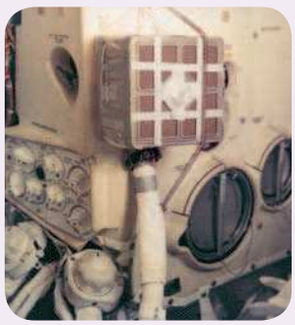
Apesar do perigo iminente de os astronautas ficarem sem O_2 para respirar, a principal preocupação da NASA era evitar que a atmosfera da espaçonave ficasse saturada do gás carbônico (CO_2) exalado pela própria equipe. Isso causaria um abaixamento do pH do sangue da tripulação (acidemia sanguínea), já que o CO_2 é um óxido ácido. [...]

A acidemia sanguínea deveria ser evitada a qualquer custo. Inicialmente, ela leva a pessoa a ficar desorientada e a desmaiar, podendo evoluir até o coma ou mesmo a morte. Normalmente, a presença de CO_2 na atmosfera da nave não é problema. Para eliminá-lo, há, adaptados à ventilação, recipientes com hidróxido de lítio (LiOH), uma base capaz de absorver esse gás. Nada quimicamente mais sensato: remover um óxido ácido da atmosfera da nave lançando mão de uma base:

$$CO_2 + 2\,LiOH \rightarrow Li_2CO_3 + H_2O$$

O problema é que os três astronautas tiveram de se refugiar numa parte da espaçonave chamada módulo lunar: pequena e preparada para duas pessoas. Depois de um dia e meio, uma luz de alerta acendeu: o CO_2 havia atingido um nível muito alto. Sinal de que a quantidade de LiOH, calculada para dois astronautas, não estava dando conta do recado. Um improviso de última hora com o hidróxido de lítio do módulo de comando (outra área da espaçonave) salvou a vida de toda a tripulação. E se existissem substâncias que, além de absorverem o CO_2, ao mesmo tempo restaurassem o O_2? Seria ótimo! E essas substâncias existem. São os superóxidos! O superóxido de potássio (K_2O_4) já vem sendo utilizado em submarinos. Veja só o que ele faz: $K_2O_4 + CO_2 \rightarrow K_2CO_3 + \frac{3}{2} O_2$ [...] No espaço e até no fundo do mar. Tem química em todo lugar!"

Fonte: PEREIRA, L. F. *Folha de S.Paulo*. 29 maio 2003.



NASA

▲ Filtro responsável pela absorção de CO_2 da atmosfera da nave espacial. Missão Apollo 13, 1970.

NASA

▲ Resgate do módulo lunar da Apollo 13 depois da reentrada, no Oceano Pacífico, 1970.

Você entendeu a leitura?

Responda em seu caderno

1. Por que o pH do sangue da tripulação abaixaria (aumentaria a acidez) se a atmosfera da nave ficasse saturada de CO_2? Escreva a equação química que mostra a interação do CO_2 com a água presente no sangue.

2. O CO_2 é um exemplo de óxido ácido. O que são óxidos ácidos? Dê outros exemplos.

3. O hidróxido de lítio (LiOH) é utilizado para remover o CO_2 da atmosfera segundo a reação apresentada no texto. Poderiam ser utilizadas outras bases como, por exemplo, KOH ou $Mg(OH)_2$? Escreva a equação das reações para estas bases.

4. Pesquise por que o pH do sangue não deve variar além da faixa considerada normal (7,35-7,45).

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

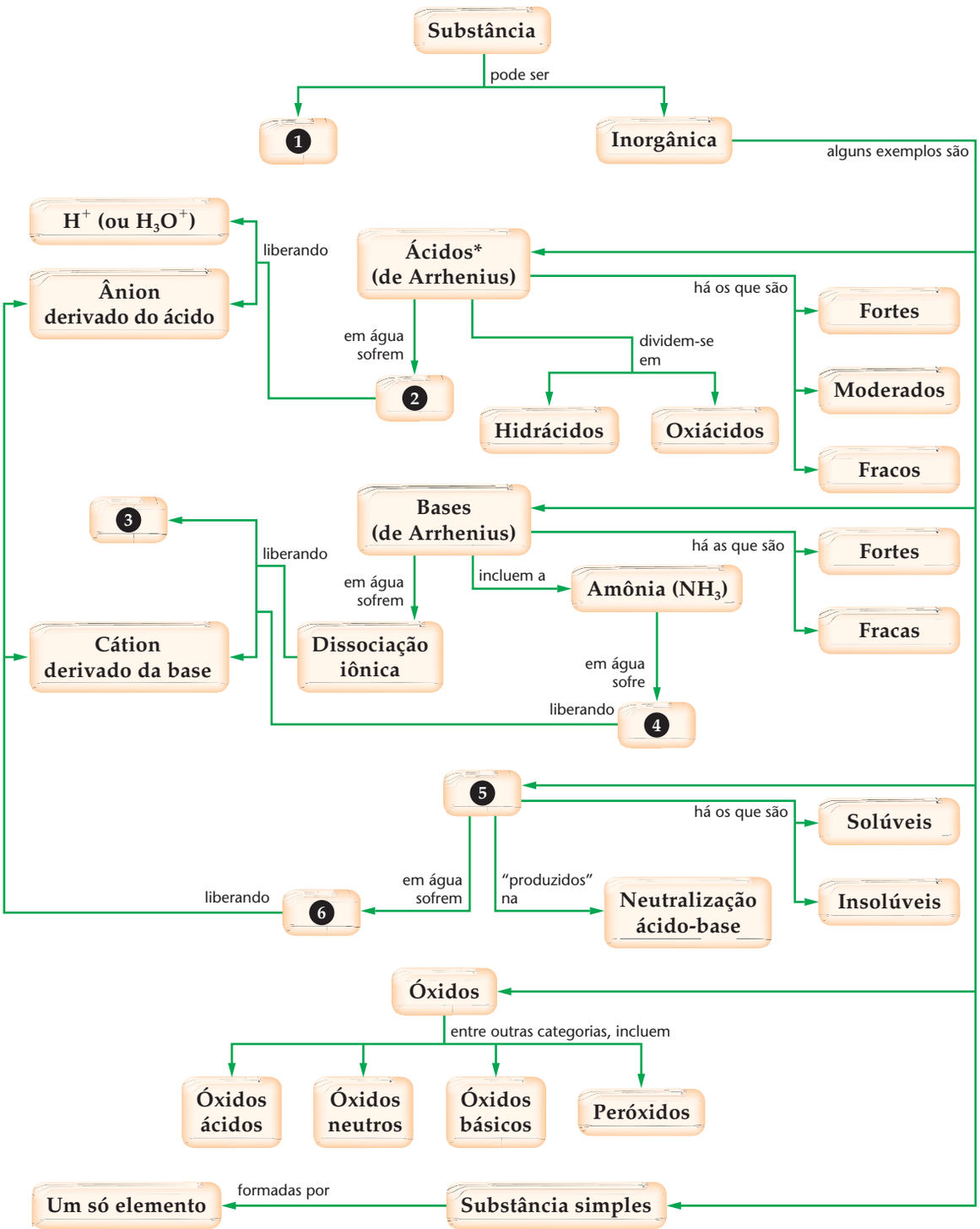
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – SUBSTÂNCIAS INORGÂNICAS

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



* Há também ácidos de Arrhenius estudados na Química Orgânica (por exemplo, fenóis e ácidos carboxílicos), que **não** são, portanto, exemplos de substâncias inorgânicas.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 12

Algumas reações inorgânicas de importância

CHARLES D. WINTERS/PHOTORESEARCHERS/LATINSTOCK

◀ Bolhas de gás carbônico formadas ao se abrir uma bebida gaseificada. Neste estágio do nosso estudo, podemos considerar tal fenômeno como sendo a **decomposição** do ácido carbônico:
$H_2CO_3\ (aq) \rightarrow$
$\rightarrow H_2O\ (\ell) + CO_2\ (g)$.

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Reconhecimento de reação de adição, de decomposição, de deslocamento e de dupla troca por meio da análise de sua equação química*
- ✔ *Equacionamento de reações químicas a partir de informações sobre reagentes e produtos*
- ✔ *Conceito de reatividade e sua utilidade em previsões sobre a ocorrência de reações de deslocamento*
- ✔ *Conceito de nobreza e sua relação com o conceito de reatividade*
- ✔ *Reação de metais dos grupos 1 e 2 com a água*
- ✔ *Reação de dupla troca com precipitação*
- ✔ *Reação de dupla troca com produção de gás*
- ✔ *Equação química na forma iônica*

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- reação de adição
- fila de reatividade
- reação de deslocamento
- metais nobres
- efervescência
- precipitação
- produto insolúvel
- reação de dupla troca
- decomposição

KEITH NEALE/MASTERFILE/OTHER IMAGES

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

A atividade dos químicos inclui estudar as propriedades das substâncias e as transformações químicas (reações químicas) das quais elas podem, ou não, tomar parte.

Este capítulo oferece uma visão geral dos principais tipos de reações químicas envolvendo substâncias inorgânicas. Iniciamos o capítulo apresentando quatro grupos de reações inorgânicas: adição, decomposição, deslocamento e dupla troca. Embora haja outros casos e outros esquemas classificatórios, esses quatro tipos são relevantes para essa etapa do estudo da Química no Ensino Médio.

Após trabalhar a divisão nesses quatro grupos e exercitar o equacionamento de uma reação química (sendo conhecidos os reagentes e produtos), o capítulo passa ao estudo particularizado das reações de deslocamento e de dupla troca.

O conhecimento das reações de deslocamento — que se faz acompanhar do estabelecimento do conceito de reatividade — permite compreender por que certos metais são considerados mais nobres que outros.

O conhecimento das reações de dupla troca permite entender como certos processos produzem precipitados sólidos (substâncias "insolúveis" em água, isto é, substâncias pouquíssimo solúveis em água) e alguns outros provocam efervescência (liberação de gás).

Para finalizar, o capítulo mostra como escrever uma equação química na forma iônica, que é uma representação mais adequada para processos químicos em que tomam parte íons.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1 Quatro tipos importantes de reação

Ao iniciar este capítulo, é importante lembrar que:

Uma **reação química** (ou **transformação química**) é um acontecimento em que uma ou mais substâncias se transformam em uma ou mais novas substâncias.

Lembre, também, que:

Equação química é a representação gráfica de uma reação química.

• ATENÇÃO

Alguns experimentos são aqui **APENAS ILUSTRADOS** com a finalidade de abordar os temas correspondentes.

Não tente realizá-los por conta própria.

A eventual realização desses experimentos deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a). Nenhum dos reagentes deve ter contato com pele, boca e olhos.

Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

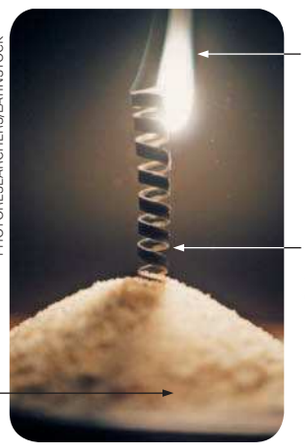
1.1 Reação de adição ou síntese

Uma reação que apresente dois ou mais reagentes e apenas um produto é denominada **reação de adição** ou **síntese**.

Exemplo:

$$\underbrace{2\,Mg\,(s) + O_2\,(g)}_{\text{Dois reagentes}} \rightarrow \underbrace{2\,MgO\,(s)}_{\text{Um único produto}}$$

CHARLES D. WINTERS/PHOTORESEARCHERS/LATINSTOCK



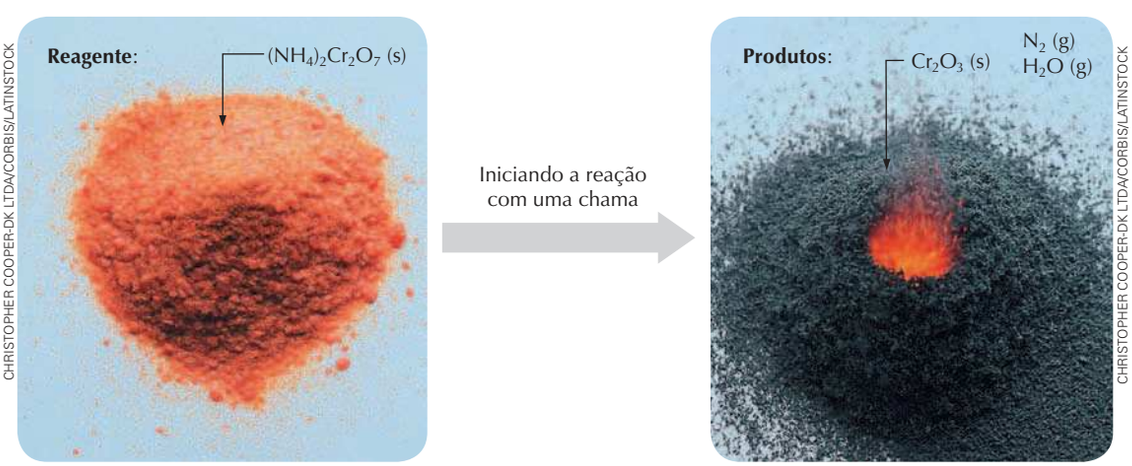
1.2 Reação de decomposição ou análise

Uma reação que tiver um só reagente e dois ou mais produtos é classificada como **reação de decomposição** ou **análise**.

Exemplo:

$$\underbrace{(NH_4)_2Cr_2O_7\,(s)}_{\text{Um só reagente}} \rightarrow \underbrace{N_2\,(g) + Cr_2O_3\,(s) + 4\,H_2O\,(g)}_{\text{Três produtos}}$$

CHRISTOPHER COOPER-DK LTDA/CORBIS/LATINSTOCK



CHRISTOPHER COOPER-DK LTDA/CORBIS/LATINSTOCK

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

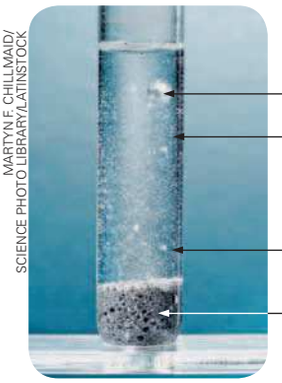
1.3 Reação de deslocamento ou simples troca

Em uma **reação de deslocamento** ou **simples troca** há dois reagentes e dois produtos. Entre os dois reagentes, um é substância inorgânica simples e o outro é uma substância inorgânica composta; com os produtos acontece o mesmo.

Exemplo:

$$Fe(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow H_2\,(g) + FeC\ell_2\,(aq)$$

Substância simples | Substância composta | Substância simples | Substância composta



1.4 Reação de dupla troca

Diz-se que uma reação é de **dupla troca** quando há dois reagentes e dois produtos, todos substâncias inorgânicas compostas, e ocorre uma espécie de "troca", conforme indicam as setas na equação do exemplo a seguir.

Exemplo:

$$Pb(NO_3)_2\,(aq) + 2\,KI\,(aq) \rightarrow 2\,KNO_3\,(aq) + PbI_2\,(s)$$

Substância composta | Substância composta | Substância composta | Substância composta

Resumindo esquematicamente

Reação de adição ou síntese:

$$X + Y + \ldots \rightarrow P$$

Reação de decomposição ou análise:

$$R \rightarrow X + Y + \ldots$$

Reação de deslocamento ou simples troca:

$$X + YZ \rightarrow Y + XZ \quad \text{ou} \quad X + YZ \rightarrow Z + YX$$

Reação de dupla troca:

$$XY + ZW \rightarrow ZY + XW$$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. (UFPA) Observe as reações I e II abaixo:

I. $NH_3 + HC\ell \rightarrow NH_4C\ell$

II. $2\ HgO \xrightarrow{\Delta} 2\ Hg + O_2$

Podemos afirmar que I e II são, respectivamente, reações de:

a) síntese e análise.
b) simples troca e síntese.
c) dupla troca e análise.
d) análise e síntese.
e) dupla troca e simples troca.

2. (PUC-PR) Dadas as reações:

I. $C\ell_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\ HC\ell O_3$

II. $C\ell_2 + 2\ KBr \rightarrow 2\ KC\ell + Br_2$

III. $BaC\ell_2 + 2\ KOH \rightarrow 2\ KC\ell + Ba(OH)_2$

IV. $2\ KBrO_3 \rightarrow 2\ KBr + 3\ O_2$

Representam, respectivamente, reações de:

a) deslocamento, dupla troca, análise e síntese.
b) síntese, deslocamento, dupla troca e análise.
c) dupla troca, simples troca, análise e síntese.
d) simples troca, análise, síntese e dupla troca.
e) síntese, simples troca, análise e dupla troca.

3. (Unirio-RJ)

I. $Zn + 2\ AgNO_3 \rightarrow 2\ Ag + Zn(NO_3)_2$

II. $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 4\ H_2O$

III. $2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$

IV. $C\ell_2 + 2\ NaBr \rightarrow Br_2 + 2\ NaC\ell$

V. $H_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$

Dadas as reações acima, indique a opção que apresenta a ordem correta de suas classificações:

a) deslocamento; decomposição; síntese; deslocamento; dupla troca.
b) deslocamento; síntese; decomposição; deslocamento; dupla troca.
c) dupla troca; decomposição; síntese; dupla troca; deslocamento.
d) dupla troca; síntese; decomposição; dupla troca; deslocamento.
e) síntese; decomposição; deslocamento; dupla troca; dupla troca.

▲ **Comentário dos autores:**

Na reação V, considere que $H_2O + CO_2$ corresponda a H_2CO_3 produzido na reação e que se decompôs em água e gás carbônico. Ao classificar essa reação, não se atenha a essa decomposição, mas ao processo que transforma H_2SO_4 e Na_2CO_3 em Na_2SO_4 e H_2CO_3.

4. (Ufla-MG) Considere a equação química não balanceada:

$$SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$$

Efetuando-se o balanceamento, a soma dos coeficientes estequiométricos é igual a:

a) 4 **c)** 7 **e)** zero
b) 3 **d)** 5

5. (UFPE) Considere as reações químicas abaixo:

1. $2\ K\ (s) + C\ell_2\ (g) \rightarrow KC\ell\ (s)$
2. $2\ Mg\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ MgO\ (s)$
3. $PbSO_4\ (aq) + Na_2S\ (aq) \rightarrow PbS\ (s) + NaSO_4\ (s)$
4. $CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell)$
5. $SO_2\ (g) + H_2O\ (\ell) \rightarrow H_2SO_4\ (aq)$

Podemos afirmar que:

a) Todas estão balanceadas.
b) 2, 3 e 4 estão balanceadas.
c) Somente 2 e 4 estão balanceadas.
d) Somente 1 não está balanceada.
e) Nenhuma está corretamente balanceada, porque os estados físicos dos reagentes e dos produtos são diferentes.

6. (PUC-MG) Por meio da reação de combustão da amônia (NH_3), podemos obter o óxido nítrico (NO). Essa reação pode ser representada pela seguinte equação química não balanceada:

$$NH_3\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow NO\ (g) + H_2O\ (g)$$

Após o balanceamento da equação, a soma de todos os coeficientes mínimos e inteiros das espécies químicas envolvidas é igual a:

a) 9 **b)** 13 **c)** 15 **d)** 19

▲ **Comentário dos autores:**

Se precisar de uma sugestão, lá vai: no caso específico dessa reação, comece balanceando o elemento hidrogênio.

7. (UEMS) O elemento oxigênio foi descoberto e isolado pela primeira vez pelo químico sueco C. H. Scheele em 1771, fazendo decomposição térmica do salitre (nitrato de potássio) em nitrito de potássio e gás oxigênio. A equação química que representa corretamente a reação de descoberta do oxigênio é:

a) $KNO_3\ (s) \rightarrow KNO\ (s) + O_2\ (g)$
b) $KNO_2\ (s) \rightarrow KNO\ (s) + O\ (g)$
c) $KNO_3\ (s) \rightarrow KNO_2\ (s) + 1/2\ O_2\ (g)$
d) $KNO_2\ (s) \rightarrow KNO\ (s) + O_2\ (g)$
e) $KNO_3\ (s) \rightarrow KNO_2\ (s) + O\ (g)$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

Exercício Resolvido

8. Ao jogar uma moeda de cobre em uma solução de nitrato de prata, observa-se a formação de um depósito de prata metálica sobre a moeda. Uma análise química revela que também houve passagem do cobre da superfície da moeda para a solução, formando nitrato de cobre (II).

a) Equacione essa reação.

b) Classifique-a de acordo com seu tipo.

Resolução

a) Inicialmente devemos **ler atentamente o enunciado** para descobrir **quais são os reagentes e os produtos** da reação. Devemos, a seguir, escrever suas respectivas fórmulas.

Reagentes: Cobre metálico (moeda), Cu
Nitrato de prata, $[Ag^+]_1[NO_3^-]_1$

Produtos: Prata metálica (depósito sobre a moeda), Ag
Nitrato de cobre (II), $[Cu^{2+}]_1[NO_3^-]_2$

A seguir, escrevemos a equação química com essas fórmulas e fazemos o balanceamento:

$$Cu + 2\,AgNO_3 \rightarrow 2\,Ag + Cu(NO_3)_2$$

Confira que, de cada lado da equação balanceada, temos 1 átomo de cobre, 2 átomos de prata, 2 átomos de nitrogênio e 6 átomos de oxigênio (os átomos de nitrogênio e de oxigênio tomam parte dos íons nitrato, dois de cada lado).

b) É um processo do tipo $X + YZ \rightarrow Y + XZ$, ou seja, **reação de deslocamento** ou **simples troca**.

9. Na combustão de cálcio (reação desse metal com gás oxigênio), forma-se óxido de cálcio, também conhecido como cal viva. Equacione essa reação e classifique-a.

• ATENÇÃO

Experimentos são aqui **APENAS COMENTADOS** com a finalidade de trabalhar os conteúdos do capítulo.

Não tente realizá-los por conta própria.

ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/ LATINSTOCK

▲ Combustão do cálcio.

10. Ao adicionar raspas do metal alumínio a um recipiente contendo bromo líquido, Br_2, ocorre a formação de brometo de alumínio. Equacione a reação, considerando que o produto é formado no estado sólido.

• ATENÇÃO

Esse experimento NÃO deve ser feito pelo aluno, nem sob a supervisão e orientação do(a) professor(a).

O bromo é extremamente tóxico e corrosivo.

CHARLES D. WINTERS/ PHOTORESEARCHERS/LATINSTOCK

◀ A reação entre alumínio sólido e bromo líquido libera calor, e isso provoca a vaporização de uma parte do bromo, que é castanho.

11. (Vunesp) Silício elementar, na forma sólida, pode ser obtido pela reação entre dióxido de silício pulverizado e magnésio metálico. Escreva a equação balanceada da reação, indicando os estados de agregação de reagentes e produtos.

▲ **COMENTÁRIO DOS AUTORES:**

Entenda por "estado de agregação" o estado físico, ou seja, sólido, líquido, gasoso ou aquoso.

12. (Cefet-MG) Escreva as equações químicas balanceadas, correspondentes às seguintes reações:

a) O fermento de pão pode ser preparado pela adição de gás carbônico (CO_2) ao cloreto de sódio ($NaC\ell$), à amônia (NH_3) e à água (H_2O). Nessa reação, formam-se bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$), que é o fermento, e cloreto de amônio ($NH_4C\ell$).

b) Durante a descarga de uma bateria de automóvel, o chumbo (Pb) reage com o óxido de chumbo (PbO_2) e com o ácido sulfúrico (H_2SO_4), formando sulfato de chumbo ($PbSO_4$) e água.

c) Nos botes salva-vidas, comumente se utiliza o hidreto de lítio (LiH), que reage em contato com a água, produzindo hidróxido de lítio (LiOH) e gás hidrogênio (H_2).

O texto a seguir é comum às questões 13 e 14:

Um dos grandes avanços da Química do século XVIII foi o isolamento e a identificação de substâncias gasosas. Em 1756, Joseph Black realizou uma experiência que consistia na decomposição térmica de carbonato de magnésio ($MgCO_3$), levando à formação de um óxido básico e de um anidrido gasoso, conhecido à época como "gás silvestre". O gás produzido foi coletado em um balão invertido.

13. (UFRJ) Escreva a equação da reação que representa os resultados observados por Joseph Black.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

14. (UFRJ) Observa-se que o "gás silvestre" diminui o pH da água contida no balão coletor.
Explique esse fenômeno.

▲ **Comentário dos autores:**
Diminuir o pH significa aumentar a acidez.

15. (Fuvest-SP) Um processo de obtenção de níquel consiste em:

I. separação do sulfeto de níquel (Ni_2S_3) do minério pentlandita (constituído dos sulfetos de níquel e ferro);

II. aquecimento do sulfeto de níquel ao ar, com formação do óxido de níquel (NiO) e de dióxido de enxofre;

III. aquecimento do óxido de níquel, em forno com carvão, obtendo-se o metal e monóxido de carbono.

A equação química global que representa a transformação do sulfeto em metal é:

a) $Ni_2S_3 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Ni + 3\ SO_2$

b) $Ni_2S_3 + 4\ O_2 \rightarrow 2\ NiO + 3\ SO_2$

c) $Ni_2S_3 + 5\ O_2 + 2\ C \rightarrow 2\ Ni + 3\ SO_2 + 2\ CO_2$

d) $Ni_2S_3 + 4\ O_2 + 2\ C \rightarrow 2\ Ni + 3\ SO_2 + 2\ CO$

e) $Ni_2S_3 + O_2 + 2\ C \rightarrow 2\ Ni + 3\ S + 2\ CO$

▲ **Comentário dos autores:**
Equação química global é a soma de uma sequência de reações. Nesse exercício, é uma sequência de duas reações.

2 Reações de deslocamento

2.1 Reações de deslocamento envolvendo metais

ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

◀ Placa de zinco metálico reage com sulfato de cobre (II) em solução, ao ser mergulhada nela. Na foto da direita, em que a placa foi retirada da solução após alguns minutos, o depósito escuro sobre a placa e no fundo do béquer é cobre metálico.

• ATENÇÃO

A eventual realização desse experimento deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a).

Nenhum dos reagentes deve ter contato com pele, boca e olhos.

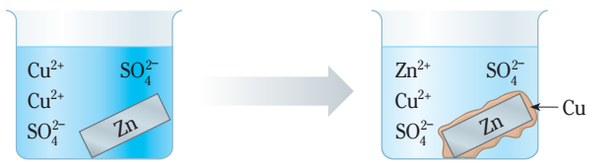
Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

A análise microscópica do experimento envolve a ocorrência de uma **reação de deslocamento** (**simples troca**). Nessa reação química o zinco da placa (Zn) passou para a solução na forma de íon (Zn^{2+}) e uma parte dos íons cobre (II) (Cu^{2+}) da solução passou para a placa, na forma de cobre metálico (Cu). Dizemos que o zinco deslocou o cobre.

$$Zn\ (s) + CuSO_4\ (aq) \rightarrow Cu\ (s) + ZnSO_4\ (aq)$$

O zinco desloca o cobre

A ocorrência dessa reação é compatível com as evidências: forma-se um depósito de cobre metálico (Cu), diminui a quantidade de íons Cu^{2+} na solução (também podemos dizer que diminui a quantidade de $CuSO_4$ dissolvido) e aparecem íons Zn^{2+} na solução (também podemos dizer que agora temos $ZnSO_4$ dissolvido). Esse processo está esquematizado, em nível microscópico, na figura a seguir.



ADILSON SECCO

▲ Parte dos íons Cu^{2+} é consumida na reação com a placa de zinco (Zn). (Representação esquemática, em cores fantasiosas. Para efeito de esquematização, a espessura da camada de cobre depositada foi exagerada.)

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

O contrário não ocorre: o cobre de uma placa não desloca o zinco de uma solução:

$$Cu\ (s) + ZnSO_4\ (aq) \rightarrow \textbf{não}\ \text{há reação}$$

Oc obre *não* desloca o zinco

Pode-se executar uma experiência mais ampla, semelhante à que acabamos de descrever, mas envolvendo também outros metais. Assim, por exemplo, se fossem utilizadas placas de zinco, níquel e cobre e soluções de $ZnSO_4$, $NiSO_4$ e $CuSO_4$, poderíamos, com base nos resultados experimentais, construir a tabela a seguir.

		Placas metálicas		
		Zn	Ni	Cu
Soluções	$ZnSO_4$	—	**Não ocorre** reação	**Não ocorre** reação
	$NiSO_4$	**Ocorre** reação	—	**Não ocorre** reação
	$CuSO_4$	**Ocorre** reação	**Ocorre** reação	—

Como podemos perceber, a placa de zinco possui maior tendência para reagir que as demais; já a de cobre possui a menor tendência das três. Vamos chamar de **reatividade** de um metal a **capacidade que ele possui para deslocar outro** em uma reação de deslocamento.

Assim, de acordo com o conceito de reatividade, temos:

$$Zn > Ni > Cu$$

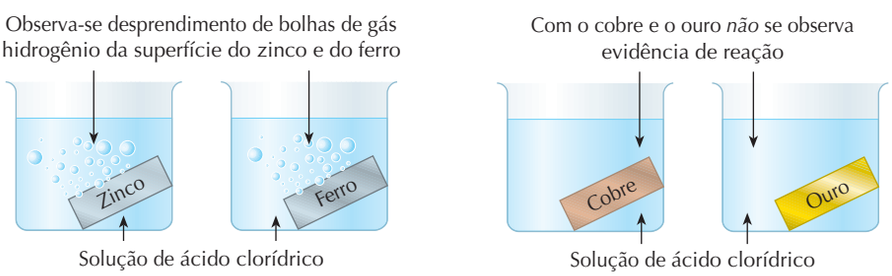
Aumenta a reatividade

Por meio de muitas experiências desse tipo, os químicos puderam construir uma fila de reatividade envolvendo os metais. Podemos dizer, então, que **a condição para que ocorra uma reação de deslocamento é que seja obedecida a fila de reatividade**. Por exemplo:

Zn	+	$NiSO_4$	→	Ni	+	$ZnSO_4$	Reatividade Zn	> Ni
Zn	+	$CuSO_4$	→	Cu	+	$ZnSO_4$	Reatividade Zn	> Cu
Ni	+	$ZnSO_4$	→	**não** ocorre			Reatividade Ni	< Zn
Ni	+	$CuSO_4$	→	Cu	+	$NiSO_4$	Reatividade Ni	> Cu
Cu	+	$ZnSO_4$	→	**não** ocorre			Reatividade Cu	< Zn
Cu	+	$NiSO_4$	→	**não** ocorre			Reatividade Cu	< Ni

2.2 Reações de metais com ácidos

Vamos apresentar os resultados de um experimento envolvendo chapas dos metais zinco, ferro, cobre e ouro e quatro copos contendo solução aquosa de $HC\ell$.



(Representação esquemática. Cores fantasiosas.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

A eventual realização desse experimento deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a).

Nenhum dos reagentes deve ter contato com pele, boca e olhos. Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios. Soluções de ácido clorídrico são corrosivas e desprendem vapores tóxicos e irritantes. E o gás hidrogênio pode explodir, caso haja fogo ou faíscas nas proximidades.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

O que aconteceu nos quatro casos pode ser representado como segue, sendo que, onde ocorreu reação, podemos dizer que o hidrogênio do ácido em solução foi deslocado pelo metal.

$$\begin{array}{lcl} Zn + 2\,HC\ell \rightarrow H_2 + ZnC\ell_2 \\ Fe + 2\,HC\ell \rightarrow H_2 + FeC\ell_2 \\ Cu + 2\,HC\ell \rightarrow \textbf{não} \text{ ocorre} \\ Au + 2\,HC\ell \rightarrow \textbf{não} \text{ ocorre} \end{array}$$

Zinco e ferro deslocam o hidrogênio; cobre e ouro *não*

CHARLES D. WINTERS/ PHOTORESEARCHERS/LATINSTOCK

▲ O zinco é corroído pelo ácido clorídrico porque o zinco é **mais reativo** que o hidrogênio:
$Zn\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow H_2\,(g) + ZnC\ell_2\,(aq)$

Conclui-se, desses resultados experimentais, que **zinco e ferro são mais reativos que hidrogênio**, e que **cobre e ouro são menos reativos que hidrogênio**. Por meio de muitas experiências desse tipo, os químicos puderam construir uma fila de reatividade envolvendo os metais e o hidrogênio, como a que aparece abaixo.

FILA DE REATIVIDADE DOS METAIS

Aumenta a reatividade

$$\underbrace{Li > K > Ca > Na > Mg}_{\text{Metais alcalinos e alcalino-terrosos}} > \underbrace{A\ell > Zn > Cr > Fe > Ni > Sn > Pb}_{\text{Metais mais comuns no nosso cotidiano}} > \mathbf{H} > \underbrace{Cu > Hg > Ag > Pt > Au}_{\text{Metais nobres}}$$

Reagem com $HC\ell$ — *Não* reagem com $HC\ell$

Aumenta a nobreza

Entende-se por **nobreza** a característica de um metal **não apresentar tendência a tomar parte em reações de deslocamento**. Assim, podemos dizer que **nobreza é o oposto de reatividade**.

Metais mais nobres (menos reativos) que o hidrogênio (Cu, Hg, Ag, Pt, Au) não são deslocados por ele, ou seja, não reagem com ácidos como o $HC\ell$.

REAÇÃO DE METAIS ALCALINOS E ALCALINO-TERROSOS COM ÁGUA

Os metais alcalinos e alcalino-terrosos (exceto Mg) reagem rapidamente com a água, à temperatura ambiente, produzindo hidrogênio gasoso e liberando muito calor. Trata-se de uma reação na qual esses **metais muito reativos** deslocam o hidrogênio da água:

$$2\,Na\,(s) + 2\,HOH\,(\ell) \rightarrow 2\,NaOH\,(aq) + H_2\,(g)$$

Reatividade Na > H

$$Ca\,(s) + 2\,HOH\,(\ell) \rightarrow Ca(OH)_2\,(aq) + H_2\,(g)$$

Reatividade Ca > H

A reação é muito rápida, principalmente no caso dos alcalinos (veja a foto Ⓑ, na página seguinte). **O hidrogênio produzido pode facilmente entrar em combustão** graças ao calor liberado no processo, e essa combustão é, por vezes, tão rápida que chega a ser **explosiva**.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

• ATENÇÃO

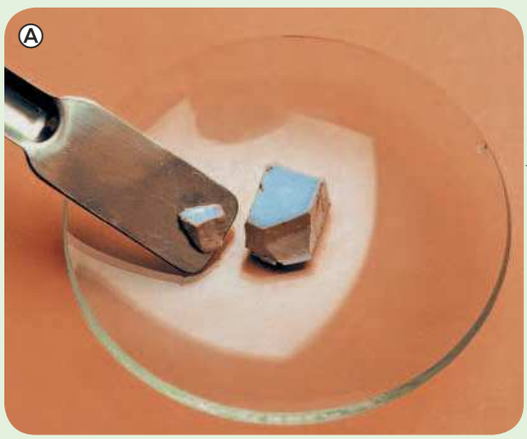
O experimento NÃO deve ser feito pelo aluno.

O sódio metálico reage violentamente com água produzindo NaOH, que é corrosivo, e liberando gás hidrogênio e calor, o que oferece o risco de explosão.

ADILSON SECCO

METAIS ALCALINOS SÃO EXPLOSIVOS EM CONTATO COM A ÁGUA

Metais alcalinos são muito reativos e devem ser guardados mergulhados em querosene para evitar contato com oxigênio e água, com os quais reagem imediatamente.



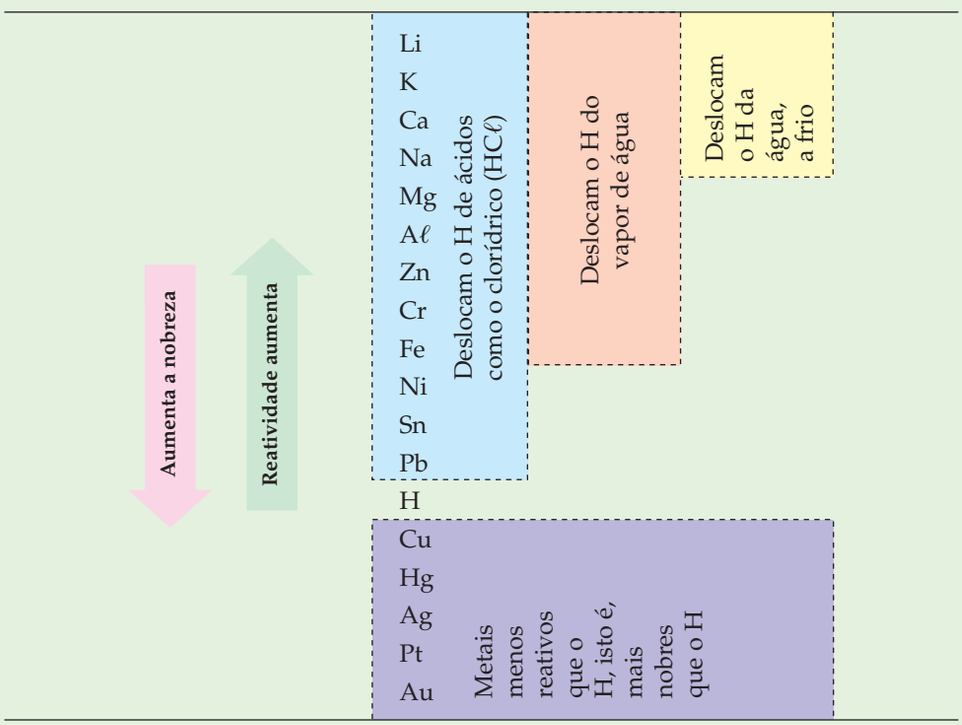
SÉRGIO DOTTA JR./CID

SÉRGIO DOTTA JR./CID

Ⓐ O sódio é um metal mole a ponto de poder ser cortado com uma espátula.

Ⓑ Quando colocado em água contendo fenolftaleína, um pedaço de sódio não afunda por ser menos denso que a água. Além disso, movimenta-se rapidamente impulsionado pelo H_2 liberado, deixando um rastro róseo (devido ao NaOH produzido que provoca a mudança de cor do indicador).

Tendência dos metais para reagirem com HCℓ (aq), H_2O (vapor) e H_2O (ℓ)



Fonte do esquema: WHITTEN, K. W. et al. *General chemistry*. 7. ed. Belmonte: Thomson-Brooks/Cole, 2004. p. 153.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

16. Preveja se as seguintes reações ocorrem ou não:

a) $Zn + 2\,AgNO_3 \rightarrow 2\,Ag + Zn(NO_3)_2$

b) $2\,Ag + H_2SO_4 \rightarrow H_2 + Ag_2SO_4$

Resolução

a) $Zn + 2\,AgNO_3 \rightarrow 2\,Ag + Zn(NO_3)_2$

O zinco está deslocando a prata

Consultando a fila de reatividade dos metais, vemos que Zn é mais reativo que Ag. Assim, essa reação **ocorre**.

b) $2\,Ag + H_2SO_4 \rightarrow H_2 + Ag_2SO_4$

A prata está deslocando o hidrogênio

Consultando a fila de reatividade dos metais, vemos que Ag **NÃO** é mais reativa que H. Assim, essa reação **NÃO ocorre**.

17. (Uece) A fila de reatividade dos metais mais comuns é a seguinte:

K, Ba, Ca, Na, Mg, Aℓ, Zn, Fe, Cu, Hg, Ag, Au

Reatividade crescente

Consultando essa fila, escolha a alternativa cuja reação química não ocorre:

a) $Mg + CuBr_2 \rightarrow Cu + MgBr_2$

b) $Ca + FeSO_4 \rightarrow Fe + CaSO_4$

c) $Hg + ZnC\ell \rightarrow Zn + HgC\ell_2$

d) $Cu + 2\,AgC\ell \rightarrow 2\,Ag + CuC\ell_2$

18. (Uespi) De acordo com a ordem de reatividade, selecione a alternativa na qual a reação não ocorre.

a) $Zn + 2\,HC\ell \rightarrow H_2 + ZnC\ell_2$

b) $Fe + 2\,HC\ell \rightarrow H_2 + FeC\ell_2$

c) $Mg + H_2SO_4 \rightarrow H_2 + MgSO_4$

d) $Au + 3\,HC\ell \rightarrow \frac{3}{2}\,H_2 + AuC\ell_3$

e) $Zn + 2\,AgNO_3 \rightarrow 2\,Ag + Zn(NO_3)_2$

19. (UFRN) Nas cinco equações químicas enumeradas a seguir estão representadas reações de simples troca, também chamadas reações de deslocamento:

1. $Fe\,(s) + 2\,AgNO_3\,(aq) \rightarrow Fe(NO_3)_2\,(aq) + 2\,Ag\,(s)$
2. $3\,Ni\,(s) + 2\,A\ell C\ell_3\,(aq) \rightarrow 3\,NiC\ell_2\,(aq) + 2\,A\ell\,(s)$
3. $Zn\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow ZnC\ell_2\,(aq) + H_2\,(g)$
4. $Sn\,(s) + 2\,Cu(NO_3)_2\,(aq) \rightarrow Sn(NO_3)_4\,(aq) + 2\,Cu\,(s)$
5. $2\,Au\,(s) + MgC\ell_2\,(aq) \rightarrow 2\,AuC\ell\,(aq) + Mg\,(s)$

Analisando essas equações, com base na ordem decrescente de reatividades (eletropositividades) mostrada a seguir,

Mg > Aℓ > Zn > Fe > Ni > H > Sn > Cu > Ag > Au,

pode-se prever que devem ocorrer espontaneamente apenas as reações de número:

a) 3, 4 e 5 **c)** 1, 2 e 3

b) 2, 3 e 5 **d)** 1, 3 e 4

20. (Uerj) Os objetos metálicos perdem o brilho quando os átomos da superfície reagem com outras substâncias formando revestimento embaçado. A prata, por exemplo, perde o brilho quando reage com enxofre, formando uma mancha de sulfeto de prata. A mancha pode ser removida colocando-se o objeto em uma panela de alumínio contendo água quente e um pouco de detergente por alguns minutos.

Nesse processo, a reação química que corresponde à remoção das manchas é:

a) $AgS + A\ell \rightarrow A\ell S + Ag$

b) $AgSO_4 + A\ell \rightarrow A\ell SO_4 + Ag$

c) $3\,Ag_2S + 2\,A\ell \rightarrow A\ell_2S_3 + 6\,Ag$

d) $3\,Ag_2SO_4 + 2\,A\ell \rightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + 6\,Ag$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

21. Equacione as seguintes reações, caso ocorram:

a) $Mg + ZnSO_4$

b) $Au + NaC\ell$

c) $Zn + Cr_2(SO_4)_3$

d) alumínio metálico + cloreto de cobre (II)

e) zinco metálico + ácido clorídrico

f) cobre metálico + ácido fosfórico

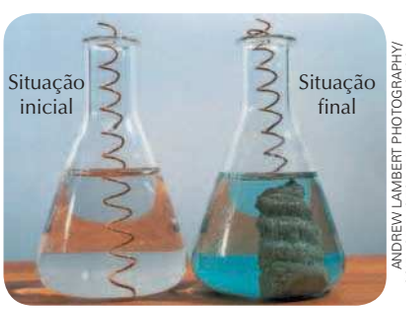
g) ferro metálico + ácido bromídrico

h) alumínio metálico + ácido clorídrico

▲ **Comentário dos autores:**

Na reação de um metal com ácido, liberando hidrogênio, se o metal possuir duas cargas iônicas diferentes, ele aparecerá nos produtos com a carga **menor**.

22. (Vunesp) Quando se mergulha um pedaço de fio de cobre limpo em uma solução aquosa de nitrato de prata, observa-se o aparecimento gradativo de um depósito sólido sobre o cobre, ao mesmo tempo que a solução, inicialmente incolor, vai se tornando azul.



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

• ATENÇÃO

Os experimentos aqui são apenas comentados com a finalidade de exercitar o equacionamento de reações. **Não tente realizá-los por conta própria**.

a) Por que aparece um depósito sólido sobre o cobre e por que a solução fica azul?

b) Escreva a equação química balanceada da reação que ocorre.

23. (UFRJ) Reações de deslocamento ou simples troca são aquelas em que uma substância simples de um elemento mais reativo desloca outro de uma substância composta. Um exemplo de reação de deslocamento, em que o cálcio desloca o hidrogênio, é apresentado a seguir:

$$Ca\ (s) + 2\ HNO_3\ (aq) \rightarrow Ca(NO_3)_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

a) Qual o nome do sal formado nessa reação?

b) Por analogia, apresente a equação da reação em que o alumínio desloca o hidrogênio do ácido clorídrico.

24. (PUC-RS) Considerando-se os metais alcalinos, é INCORRETO afirmar que

a) são leves (baixa densidade).

b) são macios (pode-se cortar com uma faca).

c) apresentam baixa eletronegatividade.

d) reagem rapidamente com a água formando ácidos.

e) perdem um (1) elétron com facilidade.

25. (Fuvest-SP) Em um bate-papo na Internet, cinco estudantes de química decidiram não revelar seus nomes, mas apenas as duas primeiras letras, por meio de símbolos de elementos químicos. Nas mensagens, descreveram algumas características desses elementos.

— É produzido, a partir da bauxita, por um processo que consome muita energia elétrica. Entretanto, parte do que é produzido, após utilização, é reciclada.
— É o principal constituinte do aço. Reage com água e oxigênio, formando um óxido hidratado.
— É o segundo elemento mais abundante na crosta terrestre. Na forma de óxido, está presente na areia. É empregado em componente de computadores.
— Reage com água, desprendendo hidrogênio. Combina-se com cloro, formando o principal constituinte do sal de cozinha.
— Na forma de cátion, compõe o mármore e a cal.

Os nomes dos estudantes, na ordem em que estão apresentadas as mensagens, podem ser:

a) Silvana, Carlos, Alberto, Nair, Fernando.

b) Alberto, Fernando, Silvana, Nair, Carlos.

c) Silvana, Carlos, Alberto, Fernando, Nair.

d) Nair, Alberto, Fernando, Silvana, Carlos.

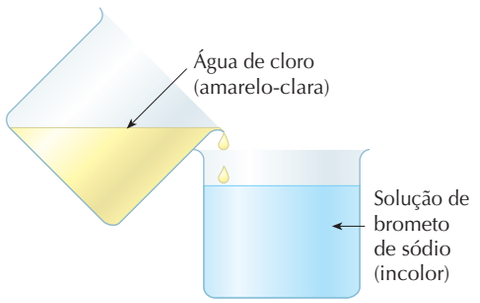
e) Alberto, Fernando, Silvana, Carlos, Nair.

26. (UFSM-RS) O cálcio, ao ser dissolvido na água, produz uma turvação do meio reacional permitindo observar a liberação de um gás.

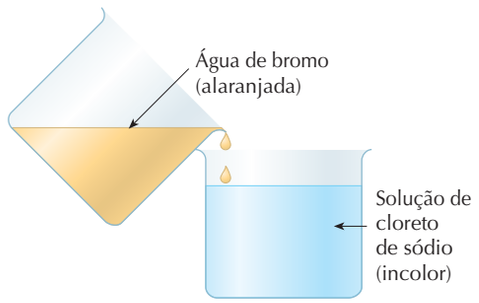
O composto que ocasiona a turvação e o gás formado são, respectivamente:

a) CaO e O_2 **b)** $Ca(OH)_2$ e O_2 **c)** CaO e H_2O **d)** $Ca(OH)_2$ e H_2 **e)** CaO e H_2

2.3 Reações de deslocamento envolvendo não metais



Aqui, verifica-se que aparecerá uma coloração alaranjada, evidenciando a formação de bromo



Aqui, *não* se observará evidência de que tenha ocorrido reação

TÓXICOS

(Representações esquemáticas. Cores fantasiosas.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

Esses experimentos NÃO devem ser realizados pelo aluno.

As soluções de cloro e de bromo são tóxicas e corrosivas. Gás cloro e vapor de bromo, que se desprendem dessas soluções, podem provocar irritações e queimaduras na córnea e na pele, dor de cabeça, edema pulmonar, náuseas e vômitos.

No primeiro experimento, aconteceu uma reação química que formou bromo (Br_2). A interpretação dada pelos químicos é de que o cloro desloca o bromo, numa reação que pode ser assim equacionada:

$$C\ell_2 + 2\ NaBr \rightarrow Br_2 + 2\ NaC\ell \qquad \text{Reatividade } C\ell > Br$$

O cloro desloca o bromo

A ocorrência dessa reação indica que **o cloro é mais reativo que o bromo**.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

No segundo experimento não houve reação, o que é interpretado pelos químicos como indicativo de que **o bromo é menos reativo que o cloro**, já que não o desloca:

$Br_2 + 2\,NaC\ell \rightarrow$ **não** ocorre

O bromo *não* desloca o cloro

Reatividade $C\ell > Br$

Fundamentados em experiências desse tipo, os químicos construíram uma fila de reatividade para os não metais.

FILA DE REATIVIDADE DOS NÃO METAIS

$F > O > C\ell > Br > I > S$

Aumenta a reatividade

Resumindo

É muito importante você perceber que as leis que regem as **reações de deslocamento** se resumem em duas filas de reatividade: a dos metais e a dos não metais.

Lembre-se de que:

- **Um membro de uma dessas filas, se for mais reativo, desloca outro elemento, membro da mesma fila.**
- **Um membro de uma fila nunca deslocará um membro da outra.**

Reações relevantes envolvendo a fila de reatividade dos metais são dos tipos:

metal 1 + sal 1 → metal 2 + sal 2

metal + ácido → H_2 + sal

Reações relevantes envolvendo a fila dos não metais são do tipo:

não metal 1 + sal 1 → não metal 2 + sal 2

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

27. (Mackenzie-SP) Da equação $2\,NaBr + C\ell_2 \rightarrow 2\,NaC\ell + Br_2$, conclui-se que:

a) o bromo é mais reativo que o cloro.
b) ocorre uma reação de dupla troca.
c) o cloro é mais reativo que o bromo, deslocando-o.
d) o sódio é mais eletronegativo que o cloro.
e) a molécula de bromo é monoatômica.

28. Preveja, com base na fila de reatividade, se as seguintes reações podem ocorrer ou não:

a) $I_2 + 2\,NaBr \rightarrow Br_2 + 2\,NaI$
b) $Br_2 + 2\,KC\ell \rightarrow C\ell_2 + 2\,KBr$
c) $C\ell_2 + Na_2S \rightarrow 2\,NaC\ell + S$
d) $3\,F_2 + 2\,A\ell C\ell_3 \rightarrow 2\,A\ell F_3 + 3\,C\ell_2$

29. (UFSM-RS) Sabendo-se que a reatividade dos halogênios aumenta com o aumento da eletronegatividade, escolha a alternativa que indica possibilidade de reação química.

a) $2\,NaBr + C\ell_2 \rightarrow$
b) $2\,NaBr + I_2 \rightarrow$
c) $2\,NaC\ell + Br_2 \rightarrow$
d) $2\,NaC\ell + I_2 \rightarrow$
e) $2\,NaF + C\ell_2 \rightarrow$

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

30. Equacione as seguintes reações, caso ocorram (consulte a fila de reatividade):

a) cloro ($C\ell_2$) e brometo de sódio (NaBr)
b) bromo (Br_2) e iodeto de sódio (NaI)
c) iodo (I_2) e cloreto de potássio ($KC\ell$)
d) flúor (F_2) e brometo de cálcio ($CaBr_2$)

31. (UEL-PR) O iodo pode ser obtido a partir dos iodetos naturais, tais como NaI, ao se tratar soluções aquosas do iodeto com:

a) cal extinta
b) cloreto de sódio
c) ácido clorídrico
d) soda cáustica
e) cloro

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

32. (UEPG-PR) O cloro é largamente usado como antisséptico na purificação da água para consumo, ou nas piscinas, onde habitualmente é aplicado na forma de hipoclorito de sódio. Podemos testar a presença de cloro na água utilizando o iodeto de potássio. Sobre essa reação é correto afirmar:

a) Trata-se de uma reação de síntese, em que o produto obtido é o cloreto de potássio.

b) A ação do cloro sobre o KI indica que o cloro apresenta maior reatividade que o iodo e tem a capacidade de substituí-lo em seus compostos.

c) O cloreto de potássio formado é um sal insolúvel em água e, portanto, precipita.

d) Haverá formação da substância simples I_2, comprovando ser uma reação de análise ou decomposição.

e) É uma reação de dupla troca.

3 Reações de dupla troca

Um comentário inicial sobre dupla troca

O tema deste item são as reações de dupla troca, esquematicamente representadas assim:

$$XY + ZW \rightarrow ZY + XW$$

Ao estudá-lo, perceba que a maioria dos exemplos será dos seguintes tipos:

sal 1 + **sal 2** → **sal 3** + **sal 4**

ácido 1 + **sal 1** → **sal 2** + **ácido 2**

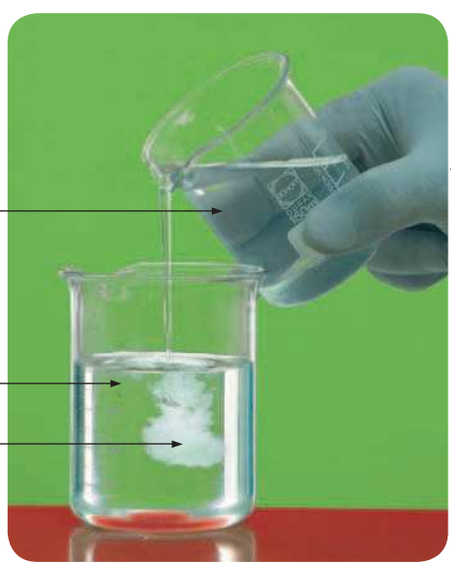
base 1 + **sal 1** → **base 2** + **sal 2**

Também perceba que, nos itens 3.1, 3.2 e 3.3 deste capítulo, trabalharemos, respectivamente, as três circunstâncias típicas de ocorrência de dupla troca, que são as seguintes:

- reagentes **solúveis** formando ao menos um produto **insolúvel**;
- reagentes **não voláteis** formando ao menos um produto **volátil**;
- reagentes **muito dissociados/ionizados** formando ao menos um produto **pouco dissociado/ionizado**.

3.1 Reações de dupla troca com precipitação

Observe a foto de um experimento:



SÉRGIO DOTTA JR./CID

◀ Precipitação de cloreto de prata, $AgC\ell$, observada ao se adicionar uma solução aquosa de nitrato de prata, $AgNO_3$, a outra de cloreto de sódio, $NaC\ell$.

• ATENÇÃO

A eventual realização desse experimento deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a)

Nenhum dos reagentes deve ter contato com a pele, boca ou olhos. Óculos de segurança, luvas e aventais protetores são obrigatórios.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Vamos fazer uma análise, em nível microscópico, do que ocorreu. Quando as soluções foram misturadas, os íons Ag^+ e $C\ell^-$ se combinaram para formar um sal insolúvel, o $AgC\ell$, como ilustra o esquema a seguir.

ADILSON SECCO

(Representação esquemática. Cores fantasiosas.)

Uma maneira de equacionar a reação química ocorrida é mostrada a seguir. O $NaNO_3$ é um composto solúvel em água e o $AgC\ell$ é um composto insolúvel em água. Este último é o precipitado observado, o que se indica com ↓.

$$AgNO_3 + NaC\ell \rightarrow NaNO_3 + AgC\ell\downarrow$$

Nesta reação de dupla troca ocorre precipitação de $AgC\ell$

Vamos agora analisar outro resultado de experimento: a adição de uma solução aquosa de KNO_3 a uma solução aquosa de $NaC\ell$ **não** causa precipitação. Após a mistura das soluções de KNO_3 e de $NaC\ell$, estarão presentes na mesma solução os íons K^+, NO_3^-, Na^+ e $C\ell^-$, que, em princípio, poderiam combinar-se para formar $KC\ell$ e $NaNO_3$. Porém, como esses sais ($KC\ell$ e $NaNO_3$) são solúveis, não observamos precipitação. Na verdade, não há reação, ou seja, não se forma nenhuma nova substância. O que ocorreu limita-se simplesmente à mistura das soluções.

Nesse segundo caso a reação de dupla troca **não** acontece porque entre os possíveis produtos nenhum é insolúvel, ou seja, nenhum precipita.

$$KNO_3 + NaC\ell \not\rightarrow NaNO_3 + KC\ell$$

Esta reação *não* ocorre, pois $NaNO_3$ e $KC\ell$ são solúveis

ADILSON SECCO

(Representação esquemática. Cores fantasiosas.)

Pelo que vimos até aqui, **uma reação de dupla troca pode acontecer desde que tenhamos reagentes solúveis e ao menos um produto insolúvel**.

Principais precipitados

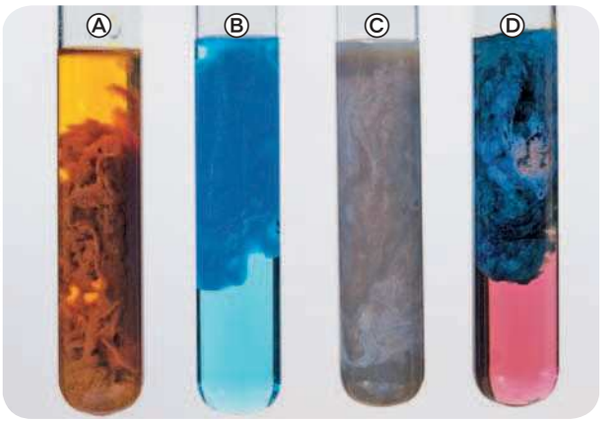
Reveja na página 230 a tabela de solubilidade de sais e na página 229 o texto sobre solubilidade de bases.

Alguns dos **precipitados** mais **comuns** são:

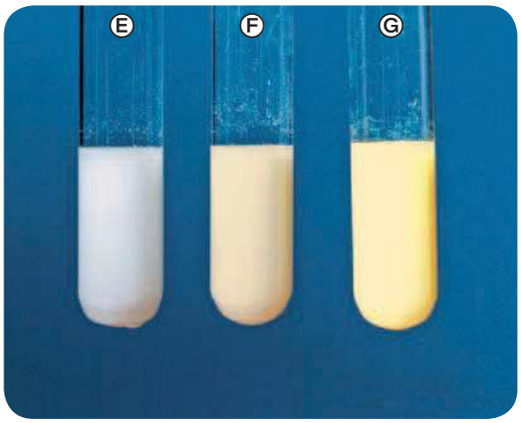
- $AgC\ell$
- AgBr
- AgI
- $PbC\ell_2$
- $PbBr_2$
- PbI_2
- $CaCO_3$
- $BaCO_3$
- $CaSO_4$
- $BaSO_4$
- $Mg(OH)_2$
- $A\ell(OH)_3$
- Hidróxidos de metais de transição

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Veja mais exemplos de dupla troca com precipitação.



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK



ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

Ⓐ $FeC\ell_3\,(aq) + 3\,NaOH\,(aq) \rightarrow 3\,NaC\ell\,(aq) + Fe(OH)_3\,(s)$

Ⓑ $CuSO_4\,(aq) + 2\,NaOH\,(aq) \rightarrow Na_2SO_4\,(aq) + Cu(OH)_2\,(s)$

Ⓒ $Cr(NO_3)_3\,(aq) + 3\,NaOH\,(aq) \rightarrow 3\,NaNO_3\,(aq) + Cr(OH)_3\,(s)$

Ⓓ $Co(NO_3)_2\,(aq) + 2\,NaOH\,(aq) \rightarrow 2\,NaNO_3\,(aq) + Co(OH)_2\,(s)$

Ⓔ $AgNO_3\,(aq) + KC\ell\,(aq) \rightarrow KNO_3\,(aq) + AgC\ell\,(s)$

Ⓕ $AgNO_3\,(aq) + KBr\,(aq) \rightarrow KNO_3\,(aq) + AgBr\,(s)$

Ⓖ $AgNO_3\,(aq) + KI\,(aq) \rightarrow KNO_3\,(aq) + AgI\,(s)$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

33. Ao misturar soluções aquosas de $Pb(NO_3)_2$ e $NaC\ell$, observa-se a formação de um precipitado. Equacione essa reação, identificando nela o precipitado.

34. Ao misturar soluções aquosas de $AgNO_3$ e $KC\ell$, observa-se a formação de um precipitado. Equacione essa reação, identificando nela o precipitado.

35. Ao misturar soluções aquosas de $Pb(NO_3)_2$ e $(NH_4)_2SO_4$, observa-se a formação de um precipitado. Equacione essa reação, identificando nela o precipitado.

36. (UFRJ) A reação que representa a formação do cromato de chumbo II, que é um pigmento amarelo usado em tintas, é representada pela equação:

$Pb(CH_3COO)_2 + Na_2CrO_4 \rightarrow PbCrO_4 + 2\,NaCH_3COO$,

que é uma reação de

a) oxirredução.
b) dupla troca.
c) síntese.
d) deslocamento.
e) decomposição.

37. (Mackenzie-SP) Dispondo-se de soluções aquosas de: (I) nitrato de sódio; (II) nitrato plumboso; (III) cloreto de potássio e (IV) nitrato de prata e sabendo-se que os cloretos de prata e plumboso são insolúveis em água, escolha a alternativa contendo um par de reagentes em que ocorra a reação com formação de precipitado.

a) I com II.
b) I com IV.
c) I com III.
d) II com IV.
e) III com IV.

Exercícios adicionais

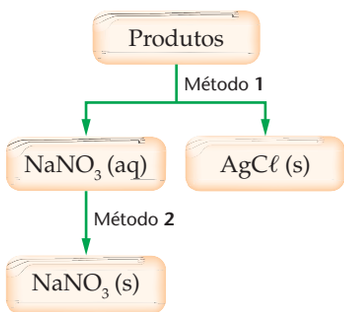
Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

38. (PUC-RS) Considere a reação química expressa pela equação

$NaC\ell\,(aq) + AgNO_3\,(aq) \rightarrow NaNO_3\,(aq) + AgC\ell\,(s)$

e o fluxograma ao lado.



Os processos de separação dos produtos formados, correspondentes aos métodos 1 e 2, são, respectivamente,

a) filtração e evaporação.
b) sublimação e filtração.
c) evaporação e destilação simples.
d) destilação simples e precipitação.
e) dissolução fracionada e sublimação.

39. (Vunesp) Soluções aquosas de cloreto de sódio, cloreto de bário e nitrato de potássio estão contidas em três frascos, rotulados S_1, S_2 e S_3. Observa-se experimentalmente que:

1º) as soluções S_1 e S_3 reagem com nitrato de prata produzindo um precipitado, enquanto a solução S_2 não reage.

2º) somente a solução S_1 reage com carbonato de amônio produzindo um precipitado branco.

Com base nessas observações, identifique as soluções contidas nos frascos S_1, S_2 e S_3. Justifique a resposta, escrevendo as equações das reações químicas utilizadas na identificação.

40. (Unicamp-SP) Conta-se que, durante a 2ª Guerra Mundial, espiões alemães mandavam mensagens com uma tinta invisível que era essencialmente uma solução de nitrato de chumbo [$Pb(NO_3)_2$]. Descreva, com base nas informações a seguir, um procedimento para tornar a escrita com nitrato de chumbo visível. Justifique sua resposta.

- O sulfato de chumbo é um sólido branco, pouco solúvel em água.
- O iodeto de chumbo é um sólido amarelo, pouco solúvel em água.
- O sulfeto de chumbo é um sólido preto, pouco solúvel em água.
- O cloreto de chumbo é um sólido branco, pouco solúvel em água.
- O nitrato de potássio é branco e solúvel em água.
- Todos os sais de sódio são solúveis em água.

41. Dois frascos sem rótulo contêm líquidos incolores. Sabe-se que um desses líquidos é uma solução aquosa de NaCℓ e o outro, uma solução aquosa de $CaC\ell_2$. Qual dos seguintes reagentes você poderia utilizar para descobrir qual solução está em cada frasco?

I. Solução aquosa de KBr

II. Solução aquosa de $AgNO_3$

III. Solução aquosa de Na_2SO_4

3.2 Reações de dupla troca com formação de substância volátil

Ao adicionar uma solução aquosa de ácido sulfúrico **diluído** a uma de carbonato de sódio, inicia-se imediatamente a liberação de bolhas de gás, ou seja, começa uma **efervescência**, que prossegue por alguns segundos.

• ATENÇÃO

A eventual realização desse experimento deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a).

Nenhum dos reagentes deve ter contato com pele, boca e olhos.

Soluções de ácido sulfúrico são muito corrosivas. É obrigatório o uso de luvas, avental protetor e óculos de segurança.

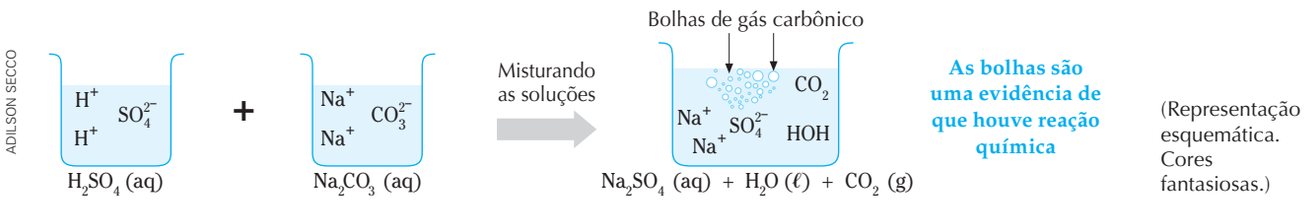
SÉRGIO DOTTA JR./CID

ADILSON SECCO

CORROSIVO
DESIDRATANTE

◀ Efervescência observada em decorrência da mistura de duas soluções aquosas, uma de ácido sulfúrico diluído e outra de carbonato de sódio.

Ao misturar as soluções, os íons H^+ combinam-se com os íons CO_3^{2-} formando ácido carbônico, H_2CO_3, que, sendo instável, se decompõe em gás carbônico e água.



As bolhas são uma evidência de que houve reação química

(Representação esquemática. Cores fantasiosas.)

A reação de dupla troca pode ser assim equacionada:

$$H_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2CO_3$$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

e a decomposição do ácido carbônico:

$$\underset{\text{Instável}}{H_2CO_3} \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

em que o símbolo ↑ indica saída da substância na fase gasosa.

Assim, o processo total pode ser representado pela equação:

$$H_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + \underset{\text{O } CO_2 \text{ é um produto volátil, isto é, que sai do sistema no estado gasoso}}{CO_2\uparrow}$$

Uma maneira mais completa de representar a reação é incluir os estados físicos:

$$H_2SO_4\,(aq) + Na_2CO_3\,(aq) \rightarrow Na_2SO_4\,(aq) + H_2O\,(\ell) + CO_2\,(g)$$

Pelo que acabamos de ver, concluímos que **uma reação de dupla troca pode acontecer mesmo sem haver precipitação; basta que tenhamos reagentes não voláteis e ao menos um produto volátil**.

Substâncias voláteis que você precisa conhecer

- **H_2S** (g)
- **HCN** (g)
- **CO_2** (g)
  Se uma reação produz H_2CO_3, substitua-o por $H_2O\,(\ell) + CO_2\,(g)$
- **SO_2** (g)
  Se uma reação produz H_2SO_3, substitua-o por $H_2O\,(\ell) + SO_2\,(g)$
- **NH_3** (g)
  Se uma reação produz NH_4OH, substitua-o por $NH_3\,(g) + H_2O\,(\ell)$

CHARLES D. WINTERS/ PHOTORESEARCHERS/LATINSTOCK

▲ Calcário reagindo com ácido clorídrico:
$CaCO_3\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow CaC\ell_2\,(aq) + H_2O\,(\ell) + CO_2\,(g)$

SUPERSTOCK/KEYSTONE

▲ Boa parte da massa das pérolas deve-se ao $CaCO_3$. O contato prolongado das pérolas com a acidez do suor faz com que elas sofram um processo de corrosão, que é representado pela seguinte equação (na qual HX representa os ácidos existentes no suor):
$CaCO_3\,(s) + 2\,HX\,(aq) \rightarrow CaX_2\,(aq) + H_2O\,(\ell) + CO_2\,(g)$

GÁS CIANÍDRICO

O gás cianídrico (HCN), que mata por asfixia, foi utilizado em câmaras de gás na Segunda Guerra Mundial. Sua obtenção se dá por meio da reação entre ácido sulfúrico concentrado e cianeto de potássio (antigamente denominado *cianureto*):

$$\underset{\text{Reagentes não voláteis}}{H_2SO_4\,(aq) + 2\,KCN\,(aq)} \rightarrow K_2SO_4\,(aq) + \underset{\text{Produto volátil}}{2\,HCN\,(g)}$$

Como você pode notar, no início o potássio estava combinado com o cianeto, e o hidrogênio, com o sulfato; ao final, ambos trocaram de "posição" na equação. Esse processo é uma reação de **dupla troca com formação de substância volátil** (HCN).

ADILSON SECCO

GÁS TÓXICO
MATA POR ASFIXIA
ODOR DE AMÊNDOAS AMARGAS

• ATENÇÃO

O HCN jamais deve ser manipulado ou produzido em instalações escolares de ensino médio.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

UTILIDADES DO BICARBONATO DE SÓDIO ($NaHCO_3$) ESTÃO RELACIONADAS COM AS REAÇÕES DE DUPLA TROCA

Quando o bicarbonato de sódio reage com um ácido, ocorre a liberação de gás carbônico (**efervescência**):

$$HX + NaHCO_3 \rightarrow NaX + \underbrace{H_2O + CO_2\uparrow}_{H_2CO_3 \text{ decomposto}}$$

Você mesmo pode observar a efervescência adicionando uma pitada de bicarbonato de sódio sólido (adquirido em farmácias) a um pouco de vinagre ou suco de limão.

A reação com ácidos explica por que o $NaHCO_3$ pode ser usado como antiácido estomacal e em fermentos.

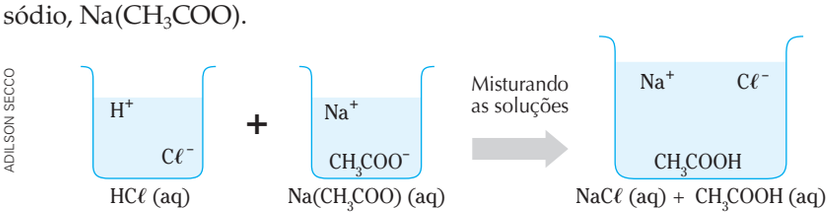
- **Antiácido estomacal**: ao ser ingerido, o $NaHCO_3$ reage com o $HC\ell$ presente no estômago, combatendo a acidez estomacal e a azia.
- **Fermento para massas**: além do $NaHCO_3$, contém também outro composto, de características ácidas. Na reação entre ambos, que ocorre quando dissolvemos o fermento em água ou leite, ocorre liberação de CO_2, que faz a massa se expandir e ficar fofa.

GABOR NEMES/KINO

▲ Um medicamento efervescente contém, entre outros componentes, $NaHCO_3$ e também um ácido em pó. Ao ser jogado na água, ocorre a efervescência.

3.3 Dupla troca com formação de produto menos dissociado (ou ionizado)

Considere a reação entre soluções de ácido clorídrico, $HC\ell$, e acetato de sódio, $Na(CH_3COO)$.



(Representação esquemática. Cores fantasiosas.)

Forma-se um produto pouco ionizado.
***Não* há evidências visuais de reação, mas ela ocorre**

Na reação, os íons H^+ e CH_3COO^- combinam-se formando um ácido fraco CH_3COOH, pouco ionizado. O processo pode ser assim equacionado:

$$\underbrace{HC\ell\,(aq) + Na(CH_3COO)\,(aq)}_{\text{Reagentes muito separados em íons}} \rightarrow \underbrace{NaC\ell\,(aq) + CH_3COOH\,(aq)}_{\text{Produto pouco separado em íons}}$$

Apesar de não haver **nenhuma evidência visual** de que tenha ocorrido reação química, pode-se demonstrar que realmente ela aconteceu, utilizando medidas de condutividade elétrica, pois, como você deve estar lembrado, um ácido forte (no caso, o $HC\ell$) em solução conduz melhor a corrente elétrica do que um ácido fraco (no caso, o CH_3COOH).

Assim, podemos dizer que **uma reação de dupla troca também pode ocorrer se entre os produtos figurar um eletrólito mais fraco que os reagentes, isto é, um ácido mais fraco ou uma base mais fraca**.

Resumindo

Há três condições para a ocorrência de uma reação de dupla troca. Basta que uma delas seja satisfeita para que a reação ocorra:

- Reagentes **solúveis** formando ao menos um produto **insolúvel**.
- Reagentes **não voláteis** formando ao menos um produto **volátil**.
- Reagentes **muito dissociados/ionizados** e ao menos um produto **pouco dissociado/ionizado**.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

42. Equacione a reação entre as seguintes substâncias, em solução aquosa, indicando o **gás liberado** em cada caso:

a) Na_2S e H_2SO_4
b) KCN e HNO_3
c) K_2CO_3 e $HC\ell$
d) $(NH_4)_2SO_4$ e KOH

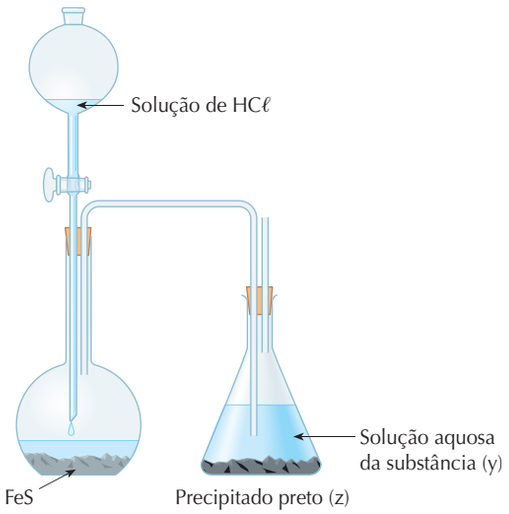
43. (UFPA)

a) A reação abaixo apresenta uma das utilizações do ácido sulfúrico. Escreva os produtos e classifique-a quanto ao tipo de reação.

$$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow$$

b) Indique a que funções inorgânicas pertencem os produtos da reação do item **a**.

44. (PUC-SP) Considere o aparelho abaixo:



ADILSON SECCO

Adicionando-se ácido clorídrico ao balão, há uma reação com desprendimento de um gás (x), que, ao borbulhar na solução contida no erlenmeyer, reage, produzindo um precipitado preto (z).
O gás (x), a substância (y) e o precipitado (z) são, respectivamente:

a) SO_2, $Pb(NO_3)_2$, $PbSO_3$
b) SO_2, $NaNO_3$, Na_2SO_3
c) H_2S, $Pb(NO_3)_2$, PbS
d) H_2S, $NaNO_3$, Na_2S
e) H_2S, $Pb(NO_3)_2$, $Pb(OH)_2$

45. É muito comum o uso de ácido muriático ($HC\ell$ comercial) para lavar pisos e paredes. No entanto, pisos e paredes de mármore (carbonato de cálcio) não podem ser lavados com esse ácido, pois ele reage com o carbonato de cálcio, liberando um gás.
Equacione essa reação e diga qual é o gás liberado.

▲ **Comentário dos autores:**
É por isso que você não deve deixar cair líquidos ácidos (suco de limão, vinagre etc.) em pias de mármore.

46. Quando uma solução de ácido é derrubada sobre uma bancada, num laboratório, é procedimento usual eliminá-lo jogando bicarbonato de sódio em pó sobre o líquido. Equacione a reação envolvida considerando que o ácido derramado é o clorídrico.

47. (Funrei-MG) As chuvas ácidas compreendem um dos mais sérios problemas ecológicos da sociedade contemporânea. Em alguns lugares, como nos países da Escandinávia, ela já matou os peixes dos lagos e rios e, na Alemanha, dizimou florestas. Em Atenas, na Grécia, a superfície de mármore do Parthenon foi transformada em gesso. Que equação química, abaixo, corresponde ao que ocorreu no Parthenon?

a) $2\ HC\ell + CaSO_4 \rightarrow H_2SO_4 + CaC\ell_2$
b) $H_2SO_4 + CaCO_3 \rightarrow CaSO_4 + H_2O + CO_2$
c) $Na_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$
d) $Ca(OH)_2 + 2\ HC\ell \rightarrow CaC\ell_2 + 2\ H_2O$

KRISTI J. BLACK/CORBIS-LATINSTOCK

▲ Parthenon, construído de 447 a 438 a.C. em Atenas, Grécia, citado na questão 47.

48. (UFPE) Três frascos, A, B e C, contendo soluções incolores ácida, básica e neutra, não estão identificados. Para identificar tais soluções, um analista fez alguns testes, usando fenolftaleína e carbonato de sódio. O resultado dos testes está na tabela abaixo.

Solução	Em presença de	
	Carbonato de sódio	Fenolftaleína
A	Não há liberação de gás	Adquire cor rósea
B	Não há liberação de gás	Permanece incolor
C	Há liberação de gás	Permanece incolor

Podemos afirmar que:

a) a solução A é ácida e a B é básica.
b) a solução A é neutra e a C é básica.
c) a solução B é neutra e a A é ácida.
d) a solução B é ácida e a C é neutra.
e) a solução C é ácida e a A é básica.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

49. (Vunesp) Quando se adiciona uma solução aquosa de carbonato de sódio a uma solução aquosa de cloreto de bário, forma-se um precipitado branco. Adicionando-se ácido nítrico, ocorre a dissolução do precipitado.

a) Escreva a equação química da reação de formação do precipitado, identificando-o.

b) Escreva a equação química da reação de dissolução do precipitado.

50. (UFPB) Na indústria, o uso de água com altos teores de íons Ca^{2+}, HCO_3^- e CO_3^{2-} não é recomendável, uma vez que o $CaCO_3$ que vai sendo formado se incrusta nas tubulações das caldeiras e de outros equipamentos. Tais incrustações podem ser removidas pela lavagem das tubulações com solução de ácido clorídrico. A reação do ácido clorídrico com o carbonato de cálcio é representada pela equação química:

a) $Ca(HCO_3)_2\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \rightarrow CaC\ell_2\ (aq) + CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell)$

b) $Ca(HCO_3)_2\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \rightarrow CaC\ell_2\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell)$

c) $CaCO_3\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \rightarrow CaC\ell_2\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell)$

d) $CaCO_3\ (s) + HC\ell\ (aq) \rightarrow CaC\ell_2\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (\ell)$

e) $CaCO_3\ (s) + 2\ HC\ell\ (aq) \rightarrow CaC\ell_2\ (aq) + CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell)$

51. (UFMT) Acidentalmente, os rótulos de três barricas contendo sais foram perdidos. Uma delas contém nitrato de amônio, outra carbonato de sódio e outra nitrato de sódio. Todos esses sais têm o mesmo aspecto (pós brancos). Têm-se as seguintes informações:

I. Os sais de amônio, em presença de hidróxidos e carbonatos de metais alcalinos, desprendem amônia, NH_3, de cheiro característico.

II. Os carbonatos reagem com ácido, produzindo efervescência, ou seja, desprendimento de gás carbônico.

Baseado no enunciado acima e nas informações, julgue os itens abaixo.

0. Os três sais são solúveis em água.

1. A fórmula molecular do nitrato de amônio é NH_4NO_2.

2. Tomando-se separadamente uma alíquota da solução aquosa de cada sal, aquela que reagir com vinagre será a do carbonato de sódio.

3. Comercialmente o hidróxido de sódio é conhecido como soda cáustica.

4. Na_2CO_3 é a fórmula molecular do nitrato de sódio.

52. (Enem-MEC) Um dos problemas ambientais decorrentes da industrialização é a poluição atmosférica. Chaminés altas lançam ao ar, entre outros materiais, o dióxido de enxofre (SO_2) que pode ser transportado por muitos quilômetros em poucos dias. Dessa forma, podem ocorrer precipitações ácidas em regiões distantes, causando vários danos ao meio ambiente (chuva ácida).

Um dos danos ao meio ambiente diz respeito à corrosão de certos materiais. Considere as seguintes obras:

I. monumento Itamarati – Brasília (mármore).

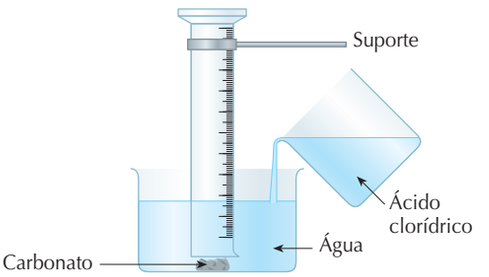
II. esculturas do Aleijadinho – MG (pedra-sabão, contém carbonato de cálcio).

III. grades de ferro ou alumínio de edifícios.

A ação da chuva ácida pode acontecer em:

a) I, apenas.
b) I e II, apenas.
c) I e III, apenas.
d) II e III, apenas.
e) I, II, III.

53. (Fuvest-SP) Para realizar um experimento, em que é produzido CO_2 pela reação de um carbonato com ácido clorídrico, foi sugerida a aparelhagem da figura abaixo.



ADILSON SECCO

Com essa aparelhagem,

I. não será adequado usar carbonatos solúveis em água.

II. o experimento não funcionará porque o ácido clorídrico deve ser adicionado diretamente sobre o carbonato.

III. parte do CO_2 desprendido ficará dissolvido na água.

IV. o gás recolhido conterá vapor-d'água.

Dessas afirmações, são corretas apenas:

a) I, II e III
b) I, III e IV
c) II e IV
d) II e III
e) III e IV

54. (Ufes) Considere a sequência de reações:

$S + O_2 \rightarrow \mathbf{I}$

$\mathbf{I} + H_2O \rightarrow \mathbf{II}$

$FeO + \mathbf{II} \rightarrow \mathbf{III} + H_2O$

$Mg + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow \mathbf{IV}$

$\mathbf{IV} + H_2O \rightarrow \mathbf{V}$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

As funções dos compostos **I**, **II**, **III**, **IV** e **V** são, respectivamente:

	I	II	III	IV	V
a)	óxido ácido	ácido	sal	óxido básico	hidróxido
b)	óxido ácido	ácido	óxido básico	sal	hidróxido
c)	ácido	óxido ácido	sal	óxido básico	hidróxido
d)	ácido	óxido ácido	hidróxido	sal	óxido básico
e)	sal	ácido	óxido ácido	hidróxido	óxido básico

55. (PUC-RS) O hidrogenocarbonato de sódio, conhecido comercialmente como bicarbonato de sódio, é usado como antiácido estomacal por ser capaz de reagir com o excesso de ácido clorídrico, presente no suco gástrico, resultando em um sal e um gás responsável pela eructação ("arroto"). O nome do sal e a função química do gás são, respectivamente:

a) cloreto de sódio e óxido.
b) carbonato de sódio e ácido.
c) clorato de sódio e sal.
d) carbeto de sódio e base.
e) clorito de sódio e ácido.

56. (Unisinos-RS) Para obter o sulfato ferroso, um sal usado para combater a anemia, a reação executada é a:

a) $Fe(OH)_2 + H_2S_2O_3 \rightarrow FeS_2O_3 + 2\ H_2O$
b) $Fe(OH)_2 + H_2S \rightarrow FeS + 2\ H_2O$
c) $FeCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + CO_2 + H_2O$
d) $Fe(OH)_2 + H_2SO_3 \rightarrow FeSO_3 + 2\ H_2O$
e) $2\ Fe(OH)_3 + 3\ H_2SO_3 \rightarrow Fe_2(SO_3)_3 + 6\ H_2O$

57. (UEPG-PR) Analise as equações abaixo, considerando que as reações ocorrem em meio aquoso, e, em seguida, indique o que for correto.

I. $HCN + A\ell(OH)_3 \rightarrow$ produtos
II. $H_2S + KOH \rightarrow$ produtos
III. $HC\ell + FeS \rightarrow$ produtos
IV. $NaOH + NH_4C\ell \rightarrow$ produtos

01) Em I e II ocorrem reações de neutralização.
02) Em IV resulta uma base volátil e fraca.
04) Em III, onde ocorre um ácido forte como reagente, resulta como produto um ácido fraco.
08) Em I resultam sal e água.

58. (UFMS) O poluente atmosférico dióxido de enxofre, de odor desagradável, pode entrar na atmosfera de forma natural ou provocada pelo homem. Esse gás causa irritação nos olhos e outros problemas à saúde, além de danificar as plantas. Considerando a série de reações balanceadas que o dióxido de enxofre e seus produtos podem fazer na atmosfera ou na superfície terrestre,

I. $SO_2\ (g) + H_2O\ (\ell) \rightarrow H_2SO_3\ (aq)$
II. $2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ SO_3\ (g)$
III. $SO_3\ (g) + H_2O\ (\ell) \rightarrow H_2SO_4\ (aq)$
IV. $CaCO_3\ (s) + H_2SO_4\ (aq) \rightarrow$
$\rightarrow CaSO_4\ (aq) + H_2O\ (\ell) + CO_2\ (g)$,

é correto afirmar que [julgue os itens em verdadeiros ou falsos]:

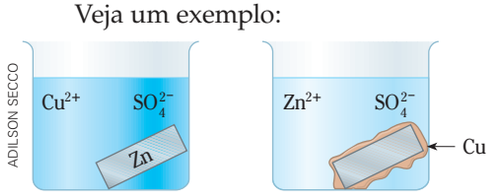
001. I produz ácido sulfúrico.
002. II é eficaz na despoluição do meio ambiente.
004. III é uma reação de combustão do SO_3.
008. IV é responsável pela destruição de estátuas (relíquias) antigas.
016. IV é uma reação de neutralização.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4 Equações químicas na forma iônica

Para reações químicas que envolvam íons em solução aquosa, a equação iônica é a **melhor maneira** de representar o processo.

Veja um exemplo:



(Representação esquemática. Cores fantasiosas. Para efeito de esquematização, a espessura da camada de cobre foi exagerada.)

$$Zn\ (s) + CuSO_4\ (aq) \rightarrow Cu\ (s) + ZnSO_4\ (aq)$$

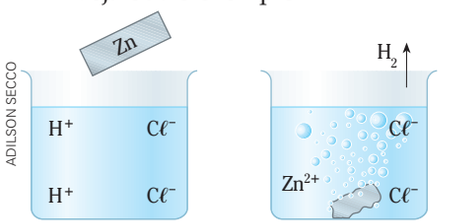
$$Zn + Cu^{2+} + \cancel{SO_4^{2-}} \rightarrow Cu + Zn^{2+} + \cancel{SO_4^{2-}}$$

$$Zn\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \rightarrow Cu\ (s) + Zn^{2+}\ (aq)$$

Equação iônica

Placa — Solução — Depósito — Solução

Veja outro exemplo:



ADILSON SECCO

(Representação esquemática. Cores fantasiosas.)

$$Zn\,(s) + 2\,HC\ell\,(aq) \rightarrow H_2\,(g) + ZnC\ell_2\,(aq)$$

$$Zn + 2\,H^+ + 2\,C\ell^- \rightarrow H_2 + Zn^{2+} + 2\,C\ell^-$$

$$Zn\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \rightarrow H_2\,(g) + Zn^{2+}\,(aq)$$ Equação iônica

Placa — Solução — Gás — Solução

• ATENÇÃO

A eventual realização desse experimento deve ter autorização e supervisão do(a) professor(a).

O gás hidrogênio pode explodir, caso haja fogo ou faísca nas proximidades.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

59. Equacione, na forma iônica, a reação entre:

a) magnésio metálico e sulfato de cobre (II) aquoso;

b) magnésio metálico e ácido clorídrico;

c) cobre metálico e nitrato de prata aquoso;

d) magnésio metálico e ácido sulfúrico.

60. Em seu caderno, complete e balanceie as equações químicas:

a) $Zn\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow$ produtos

b) $Mg\,(s) + Ag^+\,(aq) \rightarrow$ produtos

c) $Zn\,(s) + H^+\,(aq) \rightarrow$ produtos

d) $A\ell\,(s) + H^+\,(aq) \rightarrow$ produtos

Exercício Resolvido

61. Equacione, **na forma iônica**, a reação entre $AgNO_3\,(aq)$ e $NaC\ell\,(aq)$.

Resolução

$$AgNO_3\,(aq) + NaC\ell\,(aq) \rightarrow NaNO_3\,(aq) + AgC\ell\,(s)$$

$$Ag^+ + NO_3^- + Na^+ + C\ell^- \rightarrow Na^+ + NO_3^- + AgC\ell$$

$$Ag^+\,(aq) + C\ell^-\,(aq) \rightarrow AgC\ell\,(s)$$ Equação iônica

Solução — Solução — Precipitado

62. Equacione, na forma iônica, a reação que ocorre quando são misturadas soluções aquosas de:

a) $Pb(NO_3)_2$ e $NaC\ell$

b) $Ca(NO_3)_2$ e K_2CO_3

c) $BaC\ell_2$ e H_2SO_4

d) Na_2CO_3 e $HC\ell$

e) $NaHCO_3$ e $HC\ell$

63. (UFS-SE) Há formação de precipitado quando uma solução diluída de ácido clorídrico é adicionada a uma solução que contém íons:

a) $H^+\,(aq)$

b) $Ag^+\,(aq)$

c) $Ca^{2+}\,(aq)$

d) $Mg^{2+}\,(aq)$

e) $Na^+\,(aq)$

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

64. (UFSM-RS)

$$\xrightarrow{\quad} \qquad \xleftarrow{\quad}$$

Zn Fe Ni Cu Ag Pt Au

Segundo a série de reatividade química, a seta para a direita indica o aumento da facilidade de redução dos íons e a seta para a esquerda indica o aumento da facilidade de oxidação dos metais [reatividade]. Assim, ocorre, espontaneamente, somente a reação:

a) $Cu + Fe^{2+} \rightarrow$ produtos

b) $Fe + Zn^{2+} \rightarrow$ produtos

c) $Ni + Au^+ \rightarrow$ produtos

d) $Ag + Ni^{2+} \rightarrow$ produtos

e) $Pt + Cu^{2+} \rightarrow$ produtos

65. (FEI-SP) Têm-se quatro tubos de ensaio contendo, respectivamente, soluções com íons dos seguintes metais: Aℓ, Cu, Mg e Zn. Uma amostra de um desses metais é dividida em quatro partes, que são colocadas nos tubos de ensaio citados. Observou-se reação com precipitação de metal em três tubos de ensaio. A amostra escolhida é do metal:

a) Aℓ

b) Mg

c) Zn

d) Cu

e) Não dá para determinar.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

66. (UMC-SP) Considere uma solução aquosa que contém dissolvidos os íons Ag^+, Ca^{2+} e Ba^{2+}; que ácido poderia ser adicionado a ela, sem que houvesse formação de precipitado?

a) $HC\ell$
b) HNO_3
c) H_2SO_4
d) H_3PO_4
e) qualquer um dos ácidos mencionados.

67. (UFMG) Um grupo de estudantes encontrou um frasco sem rótulo, contendo uma solução incolor, que suspeitaram conter íons Pb^{2+} (aq).
Para testar essa possibilidade, eles construíram esta tabela, em que está indicada a solubilidade, em água, de quatro sais:

Sal	NaI	PbI_2	$NaNO_3$	$Pb(NO_3)_2$
Solubilidade	solúvel	insolúvel	solúvel	solúvel

Com base nessa tabela, é **CORRETO** afirmar que a presença dos íons Pb^{2+} (aq) pode ser evidenciada, adicionando-se a uma amostra do conteúdo do frasco sem rótulo uma pequena porção de:

a) NaI (aq) **b)** $NaNO_3$ (aq) **c)** $Pb(NO_3)_2$ (aq) **d)** PbI_2 (s)

Informe-se sobre a Química

Aquecendo-se sob as luzes da ribalta

"Todos gostam de estar sob as luzes da ribalta uma ou outra vez, mas quem tem mais chance? A luz de tungstênio, talvez. Ou a luz de halogênio. Mas as luzes da ribalta — não.

Vocês alguma vez pensaram de onde vem a expressão 'luzes da ribalta'?* Não tem nada a ver com a fruta verde que, coincidentemente, se chama lima,** mas com a substância química óxido de cálcio, também conhecida como cal virgem. Esse composto branco, que pode ser granulado ou grumoso, tem uma propriedade fantástica: ele fica incandescente quando aquecido.

Antes da eletricidade, os palcos de teatro eram banhados pela luz gerada por óxido de cálcio aquecido. Uma lente colorida na frente da cal brilhante focava a luz e possibilitava aos atores aquecer-se na glória das luzes da ribalta. A luz era espetacular, assim como sua química. Mas também era um pouco assustadora.

O problema, no teatro, era encontrar um meio de aquecer a cal na temperatura exata — a solução exigia uma química muito inteligente. No princípio dos anos 1800, a chama que aquecia o óxido de cálcio era produzida ao queimar-se hidrogênio na presença do oxigênio, mas isso ocorria muito antes que esses gases pudessem ser comprados em cilindros; eles precisavam ser gerados no próprio local.

Naqueles dias, a parte de baixo do palco era um verdadeiro laboratório químico. Lá, o hidrogênio era produzido lançando-se pedaços de zinco em ácido sulfúrico. O gás era então coletado e guardado em grandes sacos em forma de fole. O oxigênio era

ADAM HART-DAVIS/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Queimador de ribalta utilizado na década de 1860.

ANTÔNIO GAUDÉRIO/FOLHA IMAGEM

▲ O ator Paulo Autran (1922-2007), durante ensaio para o monólogo "Quadrante", em 1990.

* Em inglês *limelight*, "luz de cal". (N. T.)
** Em inglês *lime*, "lima" e "carbonato de cálcio". (N. T.)

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

gerado ao aquecer-se clorato de potássio com dióxido de manganês. Este também era guardado em sacos. As bolsas de hidrogênio e de oxigênio eram conectadas, por tubos, às luzes de cal, e, quando a iluminação se tornava necessária, o hidrogênio era aceso. Obviamente incêndios em teatros eram uma ameaça constante.

Hoje, claro, não precisamos de cal para os refletores, mas ela ainda está presente por aí. Na verdade, seria difícil retratar a vida moderna sem cal. Ela é feita aquecendo-se a pedra de cal (carbonato de cálcio) e tem uso amplo na agricultura. É uma substância alcalina, ou base, que pode ser adicionada ao solo para neutralizar a acidez e para aumentar seu conteúdo de cálcio. O uso da cal na agricultura é anterior à Era Cristã, e, mesmo nos tempos coloniais, no Novo Mundo, muitas plantações tinham fornos nos quais a pedra de cal se transformava em cal.

Como a cal é a base mais barata disponível, foi usada até para neutralizar a chuva ácida. Na Suécia, onde o problema da chuva ácida é particularmente sério, a "calinização" dos lagos é comum. A chuva ácida é causada principalmente pelas emissões industriais de dióxido de enxofre, gás que se pode combinar com a água para formar ácido sulfúrico. O problema é enormemente reduzido se o dióxido de enxofre for destruído ao pulverizar-se uma solução de cal em uma câmara por onde os gases efluentes passam antes de serem liberados no ar. [...]

A cal foi usada até na manufatura de cola. A caseína, uma proteína do soro do leite, reage com a cal para formar o caseinato de cálcio insolúvel, substância usada para colar partes de madeira de aviões durante os anos 1930. A cola era vendida como um pó branco e consistia em soro de leite, soda cáustica (para dar solubilidade) e cal. Em um mundo estéril teria sido uma cola perfeita, mas, como o queijo, ela amolece quando degradada pelos micróbios. Mole como queijo camembert, a cola solta das juntas.

Embora as aplicações do óxido de cálcio sejam interessantes, sempre me espantei com a quantidade de calor liberada quando a cal reage com a água para produzir "cal extinta", ou hidróxido de cálcio. A reação é tão exotérmica que pode produzir temperaturas de até 700 °C. Por essa razão, a cal deve ser mantida completamente seca quando em depósito. Se entrar em contato com a água, pode causar um incêndio — veleiros de madeira ocasionalmente pegavam fogo quando a água penetrava o porão onde a cal estava armazenada.

Mas a história mais incomum de cal envolve xixi de gatinhos. Há alguns anos, o fogo destruiu o depósito de um fazendeiro japonês. Parece que ele guardava um saco de cal que pretendia usar para melhorar o solo. Inicialmente não se encontraram as causas do incêndio, mas os corpos de dois gatinhos foram achados perto do saco de cal. Eles tiveram um triste fim; aparentemente responderam ao chamado da natureza no lugar errado.

Fonte: SCHWARCZ, J. *Barbies, bambolês e bolas de bilhar*: 67 deliciosos comentários sobre a fascinante química do dia a dia. Rio de Janeiro: Zahar, 2009. p. 23.

Você entendeu a leitura?

Responda em seu caderno

1. Em português, a palavra ribalta, além de denominar a fileira de refletores que fica no nível do palco, tem outras acepções. Pesquise e cite quais são.
2. Escreva as equações químicas da obtenção de gás hidrogênio e de gás oxigênio descritas no texto. Considere que o dióxido de manganês é um catalisador, ou seja, não é consumido durante a reação de obtenção de gás oxigênio.
3. Explique como a cal pode neutralizar a acidez de uma solução aquosa.
4. São muitos os exemplos do uso do conhecimento químico nas artes. Pesquise alguns desses exemplos e componha uma redação que una os temas Química e produção artística.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

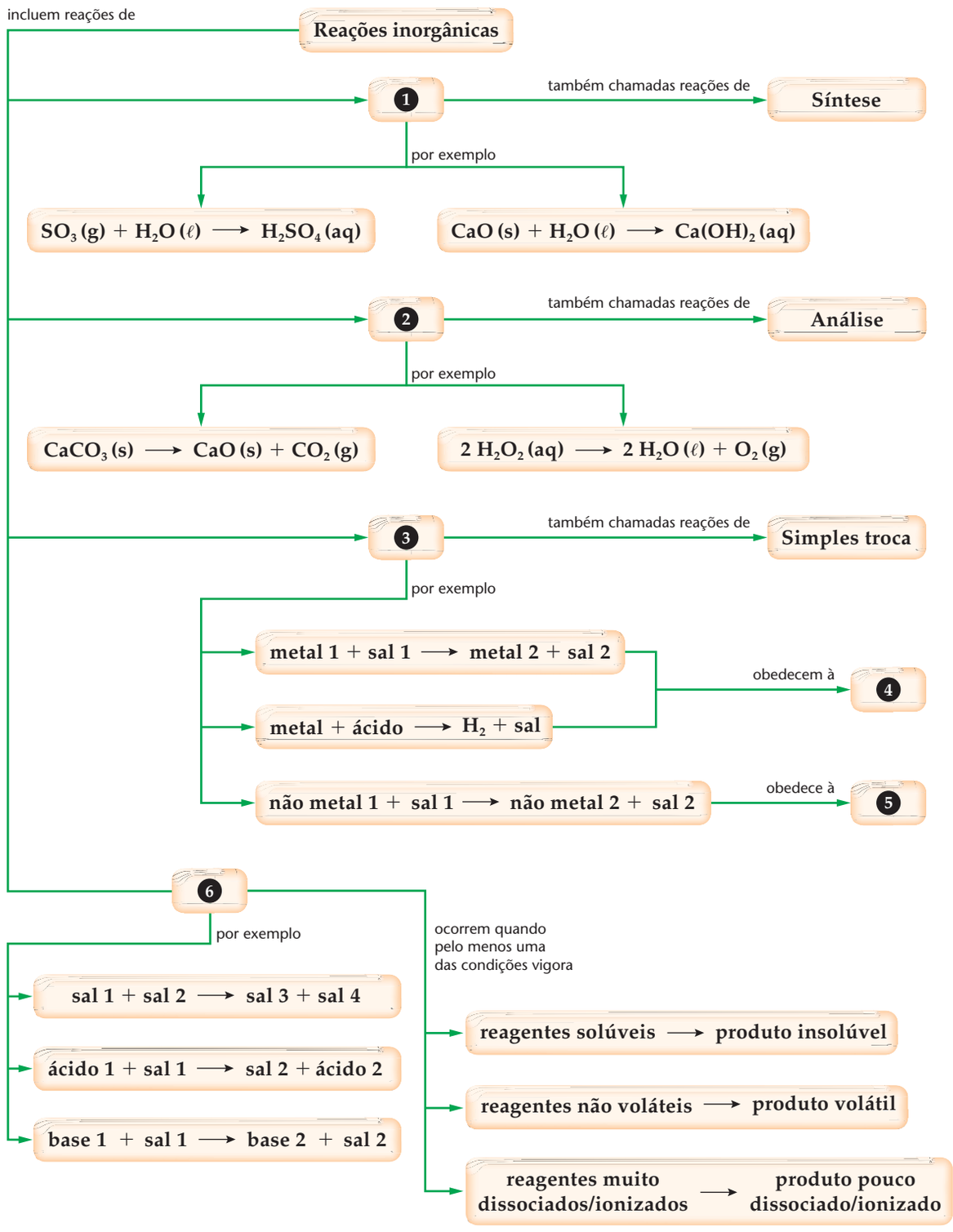
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – REAÇÕES INORGÂNICAS

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 13

Mol

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Unidade de massa atômica*
- ✔ *Massa atômica de elemento químico*
- ✔ *Massa molecular*
- ✔ *Massa de íons*
- ✔ *Relação entre grama e unidade de massa atômica*
- ✔ *Quantidade de matéria*
- ✔ *Constante de Avogadro*
- ✔ *Constante de Avogadro e mol*
- ✔ *Massa molar*
- ✔ *Interpretação de fórmulas químicas (molecular, mínima e porcentual) usando os conceitos de quantidade de matéria e massa molar*

K-PHOTOS/ALAMY-OTHER IMAGES

▲ Em um brilhante (diamante lapidado) de um quilate (duzentos miligramas) estão presentes 10^{22} (dez sextilhões) de átomos de carbono. Este capítulo discute, entre outros assuntos, como calcular o número de átomos existentes numa massa conhecida de uma certa substância. Na foto, diamante com 1,6 cm de diâmetro.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- medição de uma grandeza
- comparação com um padrão
- unidade de medida
- objetos macroscópicos
- objetos microscópicos

ICONOTEC/ALAMY/OTHER IMAGES

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Objetos macroscópicos, tais como moedas, meias, laranjas e clipes para papel, podem ser contados e, dessa forma, podemos expressar sua quantidade. Podemos falar, por exemplo, em sete moedas, em um par de meias, em três dúzias de laranjas ou em cinco centos de clipes para papel.

E contar átomos, é possível? O problema para contar átomos é que eles são extremamente pequenos, o que inviabiliza a visualização, a manipulação e a contagem de todos os átomos presentes em uma amostra macroscópica, por menor que seja ela. Por isso, não há um meio **direto** para contar individualmente átomos de amostras macroscópicas, como faríamos com laranjas ou clipes para papel.

Contudo, o trabalho de alguns cientistas permitiu encontrar um meio **indireto** de contar átomos. Contar de modo indireto pode ser comparado a ter uma balança e uma grande caixa cheia de clipes para papel, todos iguais, e desejar saber quantos clipes há na caixa. Determinando a massa total dos clipes e a massa de um único clipe, o problema pode ser resolvido. É só dividir a massa total pela massa de um único clipe e teremos uma boa estimativa da quantidade total de clipes.

Químicos e físicos do passado se dedicaram a obter um método para determinar a massa dos átomos. Conhecida a massa do átomo de certo elemento químico, é possível avaliar quantos átomos há em uma amostra desse elemento de massa conhecida, de modo similar ao caso dos clipes.

Neste capítulo você aprenderá como consultar a tabela periódica para chegar ao valor da massa de átomos, de moléculas e de íons e como usar medidas de massa para avaliar quantos átomos, moléculas ou íons há em certa amostra de matéria. Aprenderá também o significado da grandeza **quantidade de matéria**, cuja unidade é o mol, o que vem a ser **Constante de Avogadro** e qual sua utilidade e o que vem a ser **massa molar**, três conceitos importantíssimos para a Química.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1 Estabelecendo relação entre massa e quantidade

1.1 A unidade de massa atômica

Átomos são pequenos demais para ter sua massa determinada em balanças comuns. No final do século XIX, os cientistas começaram a desenvolver um aparelho denominado *espectrômetro de massa*, que permite a comparação da massa de átomos (e também de íons e de moléculas) com uma unidade previamente estabelecida.

O grama e seus múltiplos e submúltiplos não são as unidades mais adequadas para a massa de átomos, pois são unidades grandes demais para expressar tais grandezas.

Os cientistas escolheram um dos isótopos do elemento químico carbono e atribuíram a ele o valor 12 (exato) para comparar a massa dos átomos. Como se vê, foi escolhido algo inerente ao mundo microscópico, algo da mesma ordem de grandeza da massa dos átomos. Por uma simples questão de conveniência, que tem a ver com o complexo funcionamento dos espectrômetros de massa, foi escolhido como unidade de massa atômica (u) um doze avos da massa do isótopo do carbono de número de massa 12, isto é, 1/12 da massa do ^{12}C. Essa unidade de medida para a massa de átomos é denominada **unidade de massa atômica** e é simbolizada por **u**.

> A **unidade de massa atômica**, cujo símbolo é **u**, é definida como sendo igual a 1/12 da massa de um átomo do isótopo ^{12}C.

JAMES HOLMES-CENTRO OXFORD PARA CIÊNCIA MOLECULAR/ SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

◀ Químico observando, na tela do computador, o resultado da análise em um espectrômetro de massa. Oxford, Inglaterra, 1991.

1.2 Introdução ao conceito de massa atômica: análise de elementos com um só isótopo natural

Como vimos anteriormente, os átomos de um elemento químico apresentam o mesmo número atômico, isto é, o mesmo número de prótons. Também vimos que alguns elementos químicos existem na natureza sob a forma de mais de um isótopo, sendo que os isótopos de um elemento têm o mesmo número de prótons (pois são do mesmo elemento), mas diferentes números de nêutrons, o que acarreta diferentes números de massa.

De todos os elementos químicos conhecidos, apenas vinte existem na natureza sob a forma de um único tipo de átomo, ou seja, esses vinte elementos não apresentam dois ou mais isótopos naturais. Entre eles estão o flúor, o sódio, o alumínio, o fósforo, o manganês, o cobalto, o iodo e o ouro.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Em um espectrômetro de massa, pode-se determinar experimentalmente a massa dos átomos desses elementos. Os resultados das medidas são mostrados na tabela 1, abaixo.

TABELA 1 **Massa atômica dos vinte elementos químicos que são encontrados na natureza sob a forma de um único tipo de átomo**

Átomo	Massa atômica (u)	Átomo	Massa atômica (u)
Berílio, $^{9}_{4}Be$	9,012182	Nióbio, $^{93}_{41}Nb$	92,906378
Flúor, $^{19}_{9}F$	18,998403	Ródio, $^{103}_{45}Rh$	102,905504
Sódio, $^{23}_{11}Na$	22,989770	Iodo, $^{127}_{53}I$	126,904468
Alumínio, $^{27}_{13}A\ell$	26,981538	Césio, $^{133}_{55}Cs$	132,905447
Fósforo, $^{31}_{15}P$	30,973762	Praseodímio, $^{141}_{59}Pr$	140,907648
Escândio, $^{45}_{21}Sc$	44,955910	Térbio, $^{159}_{65}Tb$	158,925343
Manganês, $^{55}_{25}Mn$	54,938050	Hôlmio, $^{165}_{67}Ho$	164,930319
Cobalto, $^{59}_{27}Co$	58,933200	Túlio, $^{169}_{69}Tm$	168,934211
Arsênio, $^{75}_{33}As$	74,921596	Ouro, $^{197}_{79}Au$	196,966552
Ítrio, $^{89}_{39}Y$	88,905848	Bismuto, $^{209}_{83}Bi$	208,980383

Fonte: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. **1**-15ss.

De modo aproximado, esses valores podem ser escritos assim:

$^{9}_{4}Be$ — 9 u
$^{19}_{9}F$ — 19 u
$^{23}_{11}Na$ — 23 u
$^{27}_{13}A\ell$ — 27 u
$^{31}_{15}P$ — 31 u
$^{45}_{21}Sc$ — 45 u
$^{55}_{25}Mn$ — 55 u
$^{59}_{27}Co$ — 59 u
$^{75}_{33}As$ — 75 u
$^{89}_{39}Y$ — 89 u
$^{93}_{41}Nb$ — 93 u
$^{103}_{45}Rh$ — 103 u
$^{127}_{53}I$ — 127 u
$^{133}_{55}Cs$ — 133 u
$^{141}_{59}Pr$ — 141 u
$^{159}_{65}Tb$ — 159 u
$^{165}_{67}Ho$ — 165 u
$^{169}_{69}Tm$ — 169 u
$^{197}_{79}Au$ — 197 u
$^{209}_{83}Bi$ — 209 u

O fato de a massa de um átomo de flúor ser 19 u significa que seus átomos têm massa que é 19 vezes maior que 1/12 da massa de um átomo de ^{12}C. Analogamente, um átomo de sódio tem massa 23 vezes maior que 1/12 da massa do ^{12}C. E assim por diante.

Massa atômica é a massa de um átomo. Por questão de conveniência, ela costuma ser expressa em unidades de massa atômica (u).

Você pode ter se perguntado: há alguma diferença no tratamento dos elementos que existem na natureza sob a forma de dois ou mais isótopos? Responderemos logo mais à frente.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1.3 Não confunda número de massa com massa atômica

Evidências experimentais mostraram que a massa do próton e a do nêutron são próximas, mas não exatamente iguais, e que a massa do elétron é significativamente menor que ambas:

Massa de um próton = 1,007276 u
Massa de um nêutron = 1,008665 u
Massa de um elétron = 0,000549 u

Os elétrons contribuem muito pouco para a massa dos átomos. Prótons e nêutrons, por sua vez, apresentam contribuições significativas. Por isso, foi criado o conceito de **número de massa** (simbolizado por A), que corresponde à soma dos números de prótons e de nêutrons de um átomo. O número de massa é, portanto, inteiro, maior que zero e desprovido de unidade.

Já **massa atômica** é a massa de um átomo. Para expressar corretamente essa grandeza devemos utilizar um número (que normalmente não é inteiro) acompanhado de uma unidade que, por conveniência, é a unidade de massa atômica (u).

Então não confunda número de massa com massa atômica.

No caso do alumínio ($^{27}_{13}A\ell$), por exemplo, o número de massa é 27 e a massa atômica é 26,981538 u, conforme a tabela 1.

A massa atômica não é exatamente igual ao número de massa porque as massas de prótons e nêutrons não são exatamente iguais entre si e porque existe a pequena contribuição dos elétrons. Além disso, quando prótons e nêutrons tomam parte do núcleo de um átomo, a massa total do conjunto é ligeiramente inferior à massa que esses prótons e nêutrons teriam se estivessem separados. Isso se deve a um fenômeno denominado *efeito de empacotamento*. A explicação desse efeito é complexa para o ensino médio. Uma ideia básica é fornecida no quadro a seguir.

O importante é você perceber que quando o valor da massa de um átomo, expresso em u, é arredondado para o número inteiro mais próximo, o resultado desse arredondamento coincide numericamente com o número de massa. Isso você pode comprovar analisando os vinte exemplos dados anteriormente.

Massa atômica e defeito de massa

Ao determinar a massa de um núcleo de deutério, deveríamos esperar que a sua massa fosse o resultado da soma das massas das partículas que o constituem, um nêutron e um próton. Assim:

$$^{1}_{0}n\ (1{,}008665\ u) + {}^{1}_{1}p\ (1{,}007276\ u) = {}^{2}_{1}H\ (2{,}015941\ u)$$
valor esperado

Porém, a massa encontrada para o $^{2}_{1}H$ é igual a 2,013553 u, sendo um valor menor que o esperado. Nesse caso, ao unir 1 próton e 1 nêutron para formar um núcleo houve uma perda de massa correspondente a 2,015941 − 2,013553 = 0,002388 u.

Segundo a teoria, essa "perda de massa" é convertida em energia, denominada *energia de ligação do núcleo*. O cálculo dessa energia é feito utilizando a Equação de Einstein, a qual relaciona a variação da energia (ΔE), a variação da massa (Δm) e a velocidade da luz (c):

$$\mathbf{\Delta E = (\Delta m) \cdot c^2}$$

No caso da formação do núcleo do deutério, essa energia é imensa e corresponde a $1 \cdot 10^8$ kJ (cem milhões de quilojoules) para cada 1 g de núcleos de deutério.

Assim, concluímos que a massa de um átomo é sempre menor do que a soma das partículas subatômicas que o constituem, sendo essa diferença de massa denominada *defeito de massa*.

Um exemplo interessante desse efeito acontece no Sol, onde ocorre a fusão de dois núcleos de hidrogênio com dois nêutrons, formando um núcleo de hélio, conforme a equação:

$$2\,{}^{1}_{1}H + 2\,{}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{4}_{2}He$$

Essa fusão resulta numa perda de massa correspondente a 0,03038 u, a qual, convertida em energia, resulta na principal fonte de energia para a vida do planeta Terra, ou seja, a energia que é fornecida pelo Sol.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2 Massa atômica de um elemento e massa molecular

2.1 Completando o conceito de massa atômica: análise de elementos com dois ou mais isótopos naturais

A maioria dos elementos químicos apresenta-se na natureza sob a forma de dois ou mais isótopos diferentes. Exemplos estão na tabela 2.

O elemento boro, por exemplo, existe sob a forma de dois isótopos naturais, o ^{10}B e o ^{11}B. O primeiro tem massa 10 u e abundância 20% e o segundo tem massa 11 u e abundância 80%.

Consideremos uma amostra de 100 átomos desse elemento, na qual há 20 átomos de ^{10}B (isto é, 20% dos átomos na amostra) e 80 átomos de ^{11}B.

Massa de 20 átomos de 10 u = $20 \cdot 10$ u = 200 u

Massa de 80 átomos de 11 u = $80 \cdot 11$ u = 880 u

Massa total dos 100 átomos = 200 u + 880 u = 1.080 u

Se 100 átomos de boro têm massa 1.080 u, então cada átomo desse elemento tem, em média, massa 10,8 u. Esse cálculo também poderia ter sido indicado como uma média ponderada:

$$\text{Massa média do átomo de boro} = \frac{20 \cdot 10\text{ u} + 80 \cdot 11\text{ u}}{100} = 10{,}8\text{ u}$$

Da mesma maneira, os químicos determinaram a abundância dos isótopos naturais de todos os elementos e suas respectivas massas. De posse desses dados, puderam ser calculadas as massas médias de seus átomos, expressas em unidades de massa atômica. Esses valores são conhecidos como *massas atômicas dos elementos* e aparecem relacionados na tabela periódica.

> A **massa atômica de um elemento químico** é a massa média de seus átomos. Por conveniência, essa grandeza é geralmente expressa em unidades de massa atômica (u).

No caso de elementos que têm apenas um isótopo natural, a massa atômica é a própria massa desses átomos, já que não há necessidade de calcular a massa média.

TABELA 2 **Massa atômica e abundância dos isótopos naturais de alguns elementos químicos**

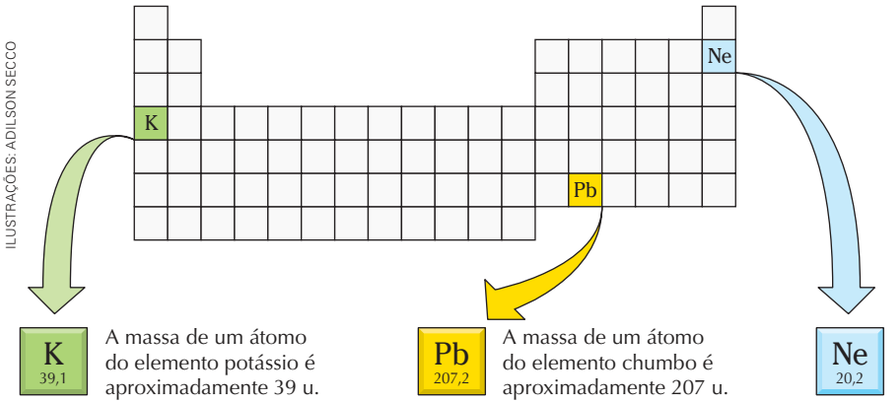
Átomo	Massa atômica (u)	Átomo	Massa atômica (u)
Boro-10, $^{10}_{5}B$ (19,9%)	10,012937	Neônio-21, $^{21}_{10}Ne$ (0,27%)	20,993847
Boro-11, $^{11}_{5}B$ (80,1%)	11,009306	Neônio-22, $^{22}_{10}Ne$ (9,25%)	21,991386
Oxigênio-16, $^{16}_{8}O$ (99,757%)	15,994915	Cloro-35, $^{35}_{17}C\ell$ (75,78%)	34,968853
Oxigênio-17, $^{17}_{8}O$ (0,038%)	16,999132	Cloro-37, $^{37}_{17}C\ell$ (24,22%)	36,965903
Oxigênio-18, $^{18}_{8}O$ (0,205%)	17,999160	Bromo-79, $^{79}_{35}Br$ (50,69%)	78,918338
Neônio-20, $^{20}_{10}Ne$ (90,48%)	19,992440	Bromo-81, $^{81}_{35}Br$ (49,31%)	80,916291

Fonte: LIDE, D. R. (Ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003. p. **1**-15ss.

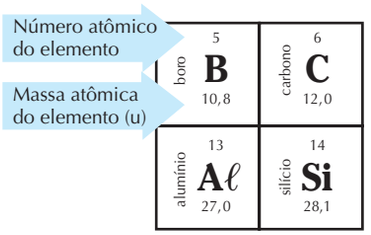
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.2 As massas atômicas na tabela periódica

É possível consultar a tabela periódica e, a partir dela, obter valores de massas atômicas para os elementos conhecidos. Observe:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO



Na tabela periódica, encontramos o número atômico e a massa atômica dos elementos.

K 39,1 — A massa de um átomo do elemento potássio é aproximadamente 39 u.

Pb 207,2 — A massa de um átomo do elemento chumbo é aproximadamente 207 u.

Ne 20,2 — A massa de um átomo do elemento neônio é aproximadamente 20 u.

2.3 Massa molecular

Quando dois ou mais átomos se unem por ligação covalente, o resultado é uma molécula. A massa de uma molécula pode ser calculada simplesmente somando-se as massas dos átomos que a constituem.

> **Massa molecular** de uma substância é o nome dado à massa de uma molécula dessa substância. Por conveniência, essa grandeza é geralmente expressa em unidades de massa atômica (u).

Vejamos, por exemplo, os casos de água, amônia e dióxido de enxofre.

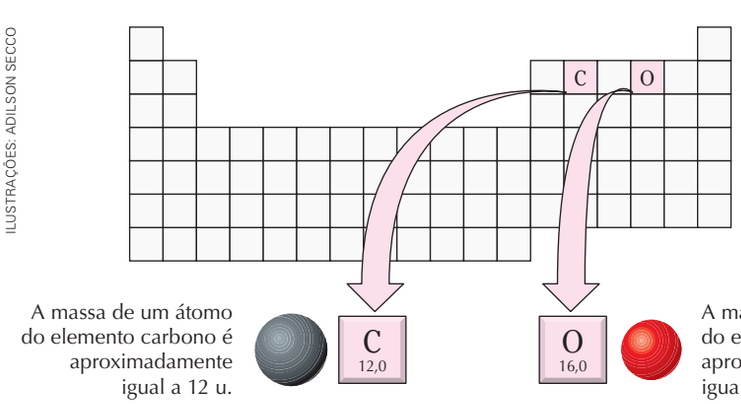
Cada molécula de água, substância de fórmula molecular H_2O, é formada por dois átomos de hidrogênio (de 1 u cada) e um átomo de oxigênio (de 16 u). Assim, a massa molecular da água é 18 u.

Cada molécula de amônia, substância de fórmula molecular NH_3, é formada por um átomo de nitrogênio (de 14 u) e três átomos de hidrogênio (de 1 u cada). Assim, a massa molecular da amônia é 17 u.

Cada molécula de dióxido de enxofre, substância de fórmula molecular SO_2, é formada por um átomo de enxofre (de 32 u) e dois átomos de oxigênio (de 16 u cada). Assim, a massa molecular do SO_2 é 64 u.

2.4 As massas moleculares a partir da tabela periódica

Conhecidas as massas dos átomos que formam uma determinada molécula é possível, somando-as, obter a massa da referida molécula.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

A massa de uma molécula da substância gás carbônico é aproximadamente igual a 44 u.

A massa de uma molécula da substância oxigênio é aproximadamente igual a 32 u.

A massa de um átomo do elemento carbono é aproximadamente igual a 12 u.

A massa de um átomo do elemento oxigênio é aproximadamente igual a 16 u.

(Representações esquemáticas, em cores fantasiosas.)

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3 Massa de íons

A massa atômica do sódio é 23 u. Qual será a massa de um íon Na^+?

Bem, a diferença entre um átomo neutro de sódio e um íon Na^+ é que o íon tem um elétron a menos. Acontece que a massa de um elétron é totalmente desprezível perante a massa do átomo.

Assim, para efeitos práticos, a massa do íon Na^+ é 23 u.

Podemos proceder de modo análogo para ânions. Assim, por exemplo, como a massa atômica do cloro é 35,5 u, podemos afirmar que a massa de um íon $C\ell^-$ é 35,5 u.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

1. Qual é a unidade de medida escolhida como a mais conveniente para expressar a massa de átomos? Como ela foi definida?

2. Esta questão pretende exercitar a consulta à tabela periódica. Procure nela e escreva em seu caderno a massa atômica dos elementos: lítio, oxigênio, nitrogênio, cloro, cálcio e ferro.

3. (Vunesp) Na tabela periódica atual, a massa atômica de cada elemento aparece como número não inteiro porque:

a) há imprecisão nos métodos experimentais empregados.

b) é a média aritmética das massas atômicas dos elementos superior e inferior da mesma família.

c) é a média aritmética das massas atômicas dos elementos com igual número de prótons.

d) é a média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais do elemento.

e) é sempre múltipla da massa atômica do hidrogênio.

Exercício Resolvido

4. (UFRRJ) Um elemento M apresenta os isótopos ^{79}M e ^{81}M. Sabendo que a massa atômica do elemento M é 79,90 u, determine os percentuais de cada isótopo do elemento M.

Resolução

Seja x a porcentagem de ^{79}M e $(100 - x)$ a porcentagem de ^{81}M.

Temos:

$$79{,}90 = \frac{79x + 81(100 - x)}{100}$$

$$7.990 = 79x + 8.100 - 81x$$

$$2x = 110$$

$$\boxed{x = 55\%}$$

Assim, há $\boxed{55\% \text{ de } ^{79}M}$ e $\boxed{45\% \text{ de } ^{81}M}$

5. (Cesgranrio-RJ) Um elemento genérico X tem massa atômica 75,2 u e apresenta os isótopos ^{74}X, ^{75}X, ^{76}X. Sabendo-se que a ocorrência do isótopo 75 é de 40%, a ocorrência do isótopo 76 é de:

a) 10% **b)** 20% **c)** 40% **d)** 45% **e)** 50%

6. (UFSCar-SP) O elemento magnésio, número atômico 12, ocorre na natureza como uma mistura de três isótopos. As massas atômicas desses isótopos, expressas em unidades de massa atômica (u), e suas respectivas abundâncias num dado lote do elemento são fornecidas na tabela a seguir.

Número de massa do isótopo	Massa atômica (u)	% de abundância
24	23,98504	10
25	24,98584	10
26	25,98259	80

A massa atômica para este lote de magnésio, expressa em u, é igual a:

a) 23,98504, exatamente.

b) 24,98584, exatamente.

c) 25,98259, exatamente.

d) um valor que está compreendido entre 23,98504 e 24,98584.

e) um valor que está compreendido entre 24,98584 e 25,98259.

7. (Unirio-RJ) A água pesada D_2O, utilizada como moderador em reatores nucleares, apresenta na sua molécula um isótopo do hidrogênio, o deutério (D), que contém no seu núcleo um nêutron. A massa molecular da água pesada é:

a) 17,0 **c)** 19,0 **e)** 21,0

b) 18,0 **d)** 20,0

8. (Unifor-CE) Dos seguintes compostos, qual apresenta massa molecular igual a 30?

a) C_2H_6 **c)** NH_3 **e)** N_2O_3

b) PH_3 **d)** NO_2

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

9. (Ufac) A massa molecular do composto $Na_2SO_4 \cdot 3\,H_2O$ é: (Dados: H = 1 u, O = 16 u, Na = 23 u e S = 32 u.)

a) 142 u.
b) 196 u.
c) 426 u.
d) 444 u.
e) 668 u.

10. (Cesgranrio-RJ) Admite-se que os isótopos ^{1}H, ^{2}H, ^{3}H; $^{35}C\ell$, $^{37}C\ell$; ^{16}O, ^{17}O, ^{18}O podem formar moléculas de ácido clórico. Relativamente a essas moléculas, podemos dizer que:

a) todas apresentam a mesma massa.
b) suas massas podem variar de 84 u a 94 u.
c) suas massas podem variar de 52 u a 58 u.
d) todas apresentam o mesmo número de nêutrons.
e) apresentam números de nêutrons que podem variar de 42 a 50.

11. Qual é a massa de um átomo de ouro que está eletricamente neutro? E de um íon Au^{+}? E de um íon Au^{3+}?

12. Qual é a massa de um átomo de enxofre que está eletricamente neutro? E de um íon sulfeto (S^{2-})?

13. Determine a massa de um íon nitrato (NO_3^-) e de um íon sulfato (SO_4^{2-}).

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

14. (Vunesp) Na natureza, de cada 5 átomos de boro, 1 tem massa atômica igual a 10 u e 4 têm massa atômica igual a 11 u. Com base nesses dados, a massa atômica do boro, expressa em u, é igual a:

a) 10
b) 10,5
c) 10,8
d) 11
e) 11,5

15. (UFMS) Considerando os conceitos de isóbaros, de isótonos, de isótopos e as diferenças entre o número de massa e a massa atômica de um átomo, é correto afirmar que

01) isótopos são átomos de mesmo Z, mas não necessariamente do mesmo elemento químico.
02) isóbaros são átomos diferentes dos isótonos, possuindo a mesma massa atômica e propriedades químicas e físicas diferentes.
04) a massa atômica de um elemento químico é constituída pela centésima parte do somatório das massas atômicas dos isótopos naturais desse elemento, multiplicadas pelas respectivas porcentagens de abundância.
08) a massa de um átomo é calculada pela soma das massas dos prótons, nêutrons e elétrons que o átomo possui.
16) o número de massa A não é uma massa, é um número inteiro que indica a quantidade de prótons e nêutrons existentes no núcleo do átomo.

Responda com a soma dos itens corretos.

16. (UFPE) Consultando as massas atômicas na Tabela Periódica, quais das afirmações seguintes são corretas em relação à glicose ($C_6H_{12}O_6$)?

I. Uma molécula de glicose pesa 180 g.
II. Uma molécula de glicose pesa 180 u.
III. Uma molécula de glicose pesa 180 vezes mais que um átomo de ^{12}C.
IV. Uma molécula de glicose pesa 180 vezes mais que 1/12 do átomo de ^{12}C.
V. Uma molécula de glicose pesa 15 vezes mais que um átomo de ^{12}C.

17. (Unifesp) O hidrogênio natural é encontrado na forma de três isótopos de números de massa 1, 2 e 3, respectivamente: $^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}H$ e $^{3}_{1}H$.
As tabelas periódicas trazem o valor 1,008 para a sua massa atômica, referida ao isótopo 12 do carbono.
Utilizando esses dados, responda, para cada uma das frases abaixo, verdadeira (V) ou falsa (F) com a devida justificativa.

(A) O isótopo mais abundante deve ser o $^{2}_{1}H$.
(B) Os comportamentos químicos dos isótopos devem ser diferentes entre si.
(C) Um átomo $^{2}_{1}H$ deve pesar 1/12 de um átomo $^{12}_{6}C$.

18. (UFRGS-RS) A "água pesada" é uma espécie de fórmula D_2O, formada pela combinação entre deutério e oxigênio. O deutério é um isótopo do hidrogênio que apresenta um próton e um nêutron no núcleo. A partir dessas informações, considere as afirmações abaixo.

I. A massa molecular da água pesada é aproximadamente igual a 20 unidades de massa atômica.
II. Volumes iguais de água pesada e água comum apresentam massas diferentes.
III. A água pesada não apresenta interações moleculares do tipo dipolo-dipolo.

Dado: Massa atômica do oxigênio = 16 u.

Quais estão corretas?

a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas I e II.
e) I, II e III.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4 A grandeza quantidade de matéria e a Constante de Avogadro

4.1 Relacionando u com grama

Qualquer amostra de uma substância contém um número extremamente grande de entidades da qual a substância é feita. Essa amostra está associada a uma determinada massa, expressa em gramas. Torna-se então necessário um fator de conversão que relacione **u** (medida de massa para entidades individuais → micro) com **grama** (medida de massa para um grande número de entidades → macro).

O número $6 \cdot 10^{23}$ (obtido por meio de diferentes experimentos envolvendo, por exemplo, gases, cristais, fenômenos radioativos e processos de galvanoplastia) é o fator de conversão entre o grama (g), que corresponde ao nível macroscópico, e a unidade de massa atômica (u), que corresponde ao nível microscópico.

$$\mathbf{1\ g = 6 \cdot 10^{23}\ u}$$

Ele será bastante útil para relacionar massas de entidades microscópicas com massas medidas macroscopicamente.

> Expressar a quantidade de entidades microscópicas presentes em uma amostra de matéria é muito importante, pois permite comparar amostras, interpretar fenômenos e fazer previsões acerca desses fenômenos.

Numa feira, os feirantes também têm interesse em trabalhar com um número fixo de entidades, como a dúzia. Qual será essa quantidade fixa escolhida pelos químicos?

Importância histórica das massas atômicas

O estabelecimento da relação entre grama e unidade de massa atômica deveu-se ao trabalho de muitos cientistas ao longo das últimas décadas do século XIX e início do século XX.

Conhecer essa relação, e também a massa atômica dos elementos, foi um passo fundamental na história da Química porque permitiu utilizar uma balança para "contar" átomos ou, melhor dizendo, permitiu empregar medidas de massa para calcular a quantidade de átomos de um certo elemento presente em uma amostra.

Essa é uma das mais importantes conquistas da Química, que propicia uma conexão entre o mundo microscópico (átomos, moléculas, íons) e o macroscópico (medidas da massa de amostras). Os desdobramentos desse avanço serão estudados neste e em outros capítulos.

5 Quantidade de matéria (n)

A tabela abaixo mostra as sete unidades de base do Sistema Internacional de Unidades (SI).

GRANDEZA	UNIDADE	SÍMBOLO
Comprimento	metro	m
Massa	quilograma	kg
Tempo	segundo	s
Corrente elétrica	ampère	A
Temperatura	kelvin	K
Intensidade luminosa	candela	Cd
Quantidade de matéria	mol	mol

Dentre as grandezas mencionadas, a Química tem particular interesse na grandeza quantidade de matéria.

Vimos anteriormente que o número $6 \cdot 10^{23}$ será bastante útil para relacionar massas de entidades microscópicas com massas medidas macroscopicamente.

Qual será então a importância da grandeza quantidade de matéria nesse contexto?

Para que os químicos possam especificar o número de átomos em uma amostra não como átomos individuais, mas preferencialmente em termos de "pacotes" contendo um determinado número de átomos, foi criada uma grandeza denominada "**quantidade de matéria**".

Na feira é costume trabalhar com "pacotes", ou seja, a dúzia.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Enfim, uma grandeza que possibilita aos químicos trabalharem com um número fixo de entidades!

A unidade SI para a grandeza quantidade de matéria é o **mol**.

Lembre-se que o quilograma é o padrão da grandeza massa. Já o mol é o padrão da grandeza quantidade de matéria.

O **mol** é definido como "a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas unidades elementares quantos forem os átomos contidos em 0,012 kg (12 g) de carbono-12".

Anteriormente, a grandeza quantidade de matéria era denominada número de mols.

E quantos são os átomos contidos em 0,012 kg de carbono-12?

Observe neste exemplo que utiliza o elemento carbono a importância de **relacionar u** com **g**:

$$\mathbf{1\ g = 6 \cdot 10^{23}\ u}$$

12 g de C é a massa de quantos átomos de carbono?

massa atômica do C = 12 u (1 átomo)

$12 \cdot g = 12 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot u$ (substituímos g por $6 \cdot 10^{23} \cdot u$)

$12 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot u = 6 \cdot 10^{23} \cdot 12 \cdot u$

$6 \cdot 10^{23} \cdot \underbrace{12 \cdot u}_{\text{Esta é a massa de um único átomo de carbono}} =$ massa de $6 \cdot 10^{23}$ átomos de C

Resposta: 12 g (ou 0,012 kg) correspondem à massa de $6 \cdot 10^{23}$ átomos de C.

Quantidade de matéria é expressa na unidade mol

O **mol** é definido como "a quantidade de matéria de um sistema que contém $6 \cdot 10^{23}$ unidades elementares".

Pela definição, qualquer quantidade de matéria que contenha $6 \cdot 10^{23}$ entidades elementares é 1 mol. Assim, pode-se ter 1 mol de átomos, de moléculas, de íons, de prótons, de elétrons, de outras partículas etc.

O emprego dessa definição de mol tornou obsoletos e colocou em desuso diversos termos, como número de mols, número de moléculas-grama, número de átomos-grama (todos substituídos pela denominação quantidade de matéria).

5.1 O que acontece quando substituímos u por grama?

Considere a massa de um átomo de carbono, de uma molécula de água e de um íon sódio:

Massa de um átomo de carbono = 12 u

Massa de uma molécula de água = 18 u

Massa de um íon sódio = 23 u

Vamos manter esses números (12, 18 e 23), mas substituir a unidade de massa atômica (u) pela unidade grama (g).

Deixaremos de ter a massa de um átomo de carbono, de uma molécula de água e de um íon sódio, certo?

Então pense por um momento antes de prosseguir sua leitura:

12 g é a massa de quantos átomos de carbono?

18 g é a massa de quantas moléculas de água?

23 g é a massa de quantos íons sódio?

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Para responder a essas perguntas, podemos repetir algo semelhante ao que fizemos na página anterior.

Comecemos com os 12 g de carbono. Lembre-se de que $1\ g = 6 \cdot 10^{23}\ u$.

$12 \cdot g = 12 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot u$ — Substituímos g por $6 \cdot 10^{23} \cdot u$

$12 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot u = 6 \cdot 10^{23} \cdot 12 \cdot u$ — Apenas alteramos a ordem dos fatores

$6 \cdot 10^{23} \cdot \underbrace{12 \cdot u}_{\text{Esta é a massa de um único átomo de carbono}} =$ massa de $6 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono

Concluímos, portanto, que 12 g é a massa de $6 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono.

Analogamente, no caso de 18 g de água:

$18 \cdot g = 18 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot u$ — Substituímos g por $6 \cdot 10^{23} \cdot u$

$18 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot u = 6 \cdot 10^{23} \cdot 18 \cdot u$ — Apenas alteramos a ordem dos fatores

$6 \cdot 10^{23} \cdot \underbrace{18 \cdot u}_{\text{Esta é a massa de uma única molécula de água}} =$ massa de $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de água

Concluímos, portanto, que 18 g é a massa de $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de água.

E, finalmente, considerando 23 g de íons sódio:

$23 \cdot g = 23 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot u$ — Substituímos g por $6 \cdot 10^{23} \cdot u$

$23 \cdot 6 \cdot 10^{23} \cdot u = 6 \cdot 10^{23} \cdot 23 \cdot u$ — Apenas alteramos a ordem dos fatores

$6 \cdot 10^{23} \cdot \underbrace{23 \cdot u}_{\text{Esta é a massa de um único íon sódio}} =$ massa de $6 \cdot 10^{23}$ íons sódio

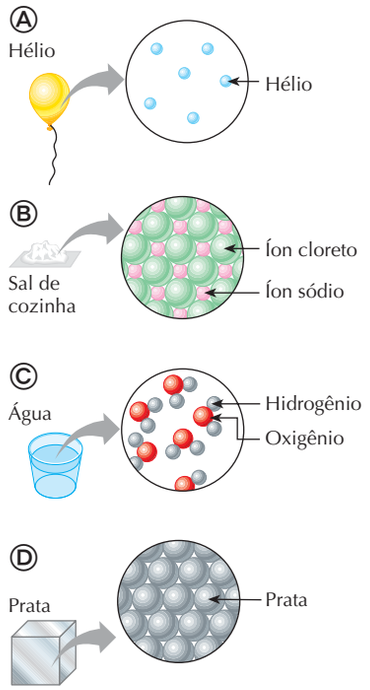
Concluímos, portanto, que 23 g é a massa de $6 \cdot 10^{23}$ íons sódio.

Para os químicos, existe uma importante generalização decorrente do que acabamos de mostrar.

> Se, partindo da massa de um átomo, uma molécula ou um íon expressa em unidades de massa atômica, substituirmos **u** por **g**, mantendo o mesmo número, passaremos a ter não mais a massa de um só átomo, molécula ou íon, mas sim de $6 \cdot 10^{23}$ átomos, moléculas ou íons.

Vejamos mais alguns exemplos para reforçar essa ideia:

- A massa de um único átomo de alumínio ($A\ell$) é 27 u e a massa de $6 \cdot 10^{23}$ átomos de alumínio é 27 g.
- A massa de uma única molécula de amônia (NH_3) é 17 u e a massa de $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de amônia é 17 g.
- A massa de um único íon sulfeto (S^{2-}) é 32 u e a massa de $6 \cdot 10^{23}$ íons sulfeto é 32 g.
- A massa de um par de íons $[Na^+][C\ell^-]$ é 58,5 u e a massa de $6 \cdot 10^{23}$ pares de íons $[Na^+][C\ell^-]$ é 58,5 g.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

▲ Para o perfeito entendimento deste capítulo, convém lembrar, do capítulo 8, que os átomos de gases nobres não têm tendência a se combinar quimicamente. Já os átomos dos demais elementos tendem a unir-se formando substâncias iônicas, moleculares ou metálicas, conforme o caso. O hélio, Ⓐ, é um exemplo de gás nobre. No sal de cozinha, Ⓑ, há íons sódio e íons cloreto formando um retículo cristalino iônico. Na água, Ⓒ, há átomos de hidrogênio e oxigênio unidos por ligação covalente formando moléculas. E na prata, Ⓓ, os átomos de prata se unem por ligação metálica, formando um retículo cristalino metálico. (Átomos e íons representados esquematicamente por esferas, fora de proporção e em cores fantasiosas.)

5.2 Do nível atômico ao nível macroscópico

Vamos usar como exemplo a substância água, constituída de moléculas H_2O. Por exemplo, uma molécula de água, H_2O, é formada por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Em nível laboratorial (macroscópico) pode-se trabalhar com 1 mol de moléculas H_2O (18 g), que é constituído de 2 mol de átomos de hidrogênio (2 g) e 1 mol de átomos de oxigênio (16 g).

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Observe a comparação no esquema abaixo:

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Fórmula química	H_2O	consiste em	2 H		e	1 O
Nível atômico	1 molécula (18 u)		2 átomos de H $2 \cdot (1\ u)$			1 átomo de O (16 u)
	↓ $\times 6 \cdot 10^{23}$		↓ $\times 6 \cdot 10^{23}$			↓ $\times 6 \cdot 10^{23}$
Amostra em escala de laboratório (em gramas)	$6 \cdot 10^{23}$ moléculas H_2O 1 mol de moléculas H_2O 18 g de H_2O		$2(6 \cdot 10^{23})$ átomos de H 2 mol de átomos H 2 g de H			$6 \cdot 10^{23}$ átomos de O 1 mol de átomos O 16 g de O

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

19. Calcule o número de átomos presentes nas seguintes amostras:
a) 5,4 g de alumínio;
b) $197 \cdot 10^{-2}$ g de ouro;
c) $9{,}2 \cdot 10^{2}$ g de sódio.

20. Calcule a quantidade de matéria, expressa em mol, presente em cada um dos casos do exercício anterior.

21. Sabendo-se que a massa atômica do magnésio é igual a 24 u, determine a massa, expressa em gramas, de um único átomo de magnésio.

22. Um balão infantil foi preenchido com 0,8 g de gás hélio. No interior desse balão há quantos:
a) mols de átomos de hélio?
b) átomos de hélio?

23. A palha de aço é constituída essencialmente de ferro metálico. Num pedaço de palha de aço há 0,15 mol de ferro. Faça uma estimativa da massa dessa amostra.

24. Que massa do metal prata contém a mesma quantidade em mols de átomos que existe em 19,7 g de ouro?

25. Há mais átomos em 5 g de crômio ou em 15 g de chumbo?

Exercício Resolvido

26. Imagine que um copo contenha 252 g de água e esse conteúdo seja bebido por uma pessoa em 7 goles.
a) Qual a massa de água ingerida, em média, em cada gole, admitindo-se que todos os goles sejam "iguais"?
b) Quantas moléculas são engolidas em um único gole?

Resolução

a) Dividindo 252 por 7, chegamos a 36 g como a massa média do gole.

b) **Grandezas:** **Massa** **Número de moléculas**

18 g — $6 \cdot 10^{23}$ moléculas
36 g — x
} ⇒

⇒ $x = 1{,}2 \cdot 10^{24}$ moléculas

27. Calcule o número de moléculas presentes nas seguintes amostras:
a) 3,6 g de água (H_2O);
b) $98 \cdot 10^{-3}$ g de ácido sulfúrico (H_2SO_4);
c) $180 \cdot 10^{2}$ g de glicose ($C_6H_{12}O_6$).

28. Sabendo-se que a massa molecular da água é igual a 18 u, determine a massa expressa em gramas de uma única molécula H_2O.

Exercício Resolvido

29. (Furg-RS) Qual a quantidade de matéria em átomos de hidrogênio que está presente em um mol do composto benzoato de amônio ($NH_4C_7H_5O_2$)?
a) 4 mol
b) 5 mol
c) 9 mol
d) $5{,}4 \cdot 10^{24}$ mol
e) 11 mol

Resolução

$NH_4C_7H_5O_2$ — Em um mol do composto há nove mols de hidrogênio.

Alternativa **c**.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

30. Dentre as amostras listadas abaixo, determine aquela que possui a maior quantidade de matéria.

a) 7,2 g de água (H_2O);

b) $342 \cdot 10^{-3}$ g de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$);

c) $4{,}4 \cdot 10^{4}$ g de gás carbônico (CO_2).

31. Coloque as amostras do exercício anterior em ordem crescente do número de átomos.

32. Indique a quantidade de matéria, expressa em mol, para cada uma das amostras relacionadas no exercício **30**.

33. Um extintor de incêndio destinado a uso em equipamentos elétricos contém 5.060 g de dióxido de carbono (CO_2). Quantos mols de moléculas dessa substância há no extintor?

34. (Estácio-RJ) Num determinado tratamento de água, utilizou-se 0,355 mg de cloro ($C\ell_2$) por litro de água. O número de moléculas de cloro utilizadas por litro foi de:

a) $3{,}01 \cdot 10^{18}$

b) $3{,}01 \cdot 10^{19}$

c) $3{,}01 \cdot 10^{23}$

d) $6{,}02 \cdot 10^{18}$

e) $6{,}02 \cdot 10^{23}$

35. (Vunesp) No ar poluído de uma cidade, detectou-se uma concentração de NO_2 correspondente a $1{,}0 \times 10^{-8}$ mol/L. Supondo que uma pessoa inale 3 litros de ar, o número de moléculas de NO_2 por ela inalada é:

a) $1{,}0 \times 10^{8}$

b) $6{,}0 \times 10^{15}$

c) $1{,}8 \times 10^{16}$

d) $2{,}7 \times 10^{22}$

e) $6{,}0 \times 10^{23}$

36. (UFG-GO) Leia os dados da tabela a seguir.

Metal	Produção anual (tonelada)		
	2001	2002	2003
Ouro	5.979	5.816	5.893
Nióbio	3.397	3.275	3.308
Níquel	22.811	24.111	24.815

Revista *Economia e desenvolvimento*. Goiânia. n. 15, 15 abr. 2004. p. 6. [Adaptado]

Qual a quantidade de matéria, do metal da segunda série de transição, produzida em 2003?

a) $2{,}99 \times 10^{7}$ mol.

b) $3{,}56 \times 10^{7}$ mol.

c) $3{,}65 \times 10^{7}$ mol.

d) $3{,}87 \times 10^{8}$ mol.

e) $4{,}21 \times 10^{8}$ mol.

37. (UFRN) Num balão de vidro, com dois litros de capacidade e hermeticamente fechado, encontra-se uma mistura gasosa constituída por hidrogênio (H_2), hélio (He) e oxigênio (O_2), na qual existe 0,32 g de cada gás componente, nas condições ambientais de temperatura e pressão. A reação de formação de água é iniciada por meio de uma faísca elétrica produzida no interior do balão.

Antes de acontecer a reação de síntese da água, as *quantidades de matéria* dos componentes hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2) na mistura inicial são, **respectivamente**, iguais a

a) $1{,}0 \times 10^{-2}$ e $8{,}0 \times 10^{-2}$ mol.

b) $8{,}0 \times 10^{-2}$ e $1{,}6 \times 10^{-1}$ mol.

c) $1{,}6 \times 10^{-1}$ e $1{,}0 \times 10^{-2}$ mol.

d) $1{,}0 \times 10^{-2}$ e $1{,}6 \times 10^{-2}$ mol.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

38. (UFPE) A relação entre a quantidade de átomos e uma determinada massa da substância é um dos marcos na História da Química, pois é um dos exemplos que envolvem grandes números. Considere os sistemas abaixo:

I. 100 átomos de chumbo

II. 100 mol de hélio

III. 100 g de chumbo

IV. 100 g de hélio

Considerando as seguintes massas atômicas (em u) He = 4 e Pb = 207, determine a alternativa que representa a ordem crescente de número de átomos nos sistemas acima:

a) III < I < IV < II

b) III < II < I < IV

c) I < III < IV < II

d) I < IV < III < II

e) IV < III < II < I

39. (UFU-MG) Considere duas amostras, sendo que em uma há $12 \cdot 10^{23}$ átomos do elemento cobre (Cu) e na outra $3{,}7 \cdot 10^{23}$ átomos do elemento sódio (Na). Sabendo-se que o volume ocupado pelos átomos é o mesmo nas duas amostras, qual delas possui maior densidade? Justifique.

40. (UEM-PR) Considere uma barra de ouro puro de dimensões 20 cm × 5 cm × 2 cm com o grama de ouro cotado a R$ 40,00. Uma pessoa gasta R$ 77.200,00 na compra de uma certa quantidade da barra.

Considerando que a densidade do ouro puro é 19,3 g/cm^3, determine a alternativa correta.

a) A pessoa poderá comprar aproximadamente 9,8 mol de ouro.

b) A pessoa poderá comprar um quinto da barra.

c) A pessoa poderá comprar um quarto da barra.

d) A pessoa poderá comprar aproximadamente 4,9 mol de ouro.

e) A pessoa poderá comprar um terço da barra.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

41. (UFMT) O Protocolo de Kyoto tem como meta a redução da emissão combinada de poluentes atmosféricos em 5% em relação aos níveis de 1990, no período 2008–2012. Tais poluentes são: CO_2; CH_4; hidrofluorcarbonos; perfluorcarbonos e SF_6. Em 2002, a emissão de CO_2 pela União Europeia foi cerca de 3,5 bilhões de toneladas, que, em mols, representam aproximadamente

a) $7{,}9 \times 10^{13}$
b) $3{,}5 \times 10^{12}$
c) $4{,}4 \times 10^{13}$
d) $1{,}2 \times 10^{13}$
e) $4{,}4 \times 10^{12}$

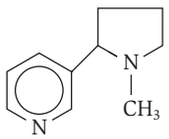
42. (UEM-PR) Uma gota de mercúrio esférica de raio igual a 0,5 mm contém, aproximadamente,
(Dados: densidade do mercúrio = 13.600 kg/m^3; $\pi \cong 3{,}14$.)

a) $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de mercúrio.
b) $6{,}02 \times 10^{21}$ átomos de mercúrio.
c) $2{,}1 \times 10^{19}$ átomos de mercúrio.
d) $2{,}1 \times 10^{19}$ mol de átomos de mercúrio.
e) $7{,}7 \times 10^{23}$ átomos de mercúrio.

43. (UFRGS-RS) O número de elétrons existentes em 1,0 mol de hélio é aproximadamente igual a

a) 2
b) 4
c) 18
d) 12×10^{23}
e) 24×10^{23}

44. (Unifesp) Um trabalho desenvolvido por pesquisadores da Unifesp indica que, embora 70% dos fumantes desejem parar de fumar, apenas 5% conseguem fazê-lo por si mesmos, devido à dependência da nicotina. A dependência do cigarro passou a ser vista não somente como um vício psicológico, mas como uma dependência física, devendo ser tratada como uma doença: "a dependência da nicotina".



Nicotina

Numa embalagem de cigarros, consta que o produto contém mais de 4.700 substâncias tóxicas, sendo relacionados o alcatrão, com 6 mg, o monóxido de carbono, com 8 mg, e a nicotina, com 0,65 mg. Os teores dessas substâncias referem-se à fumaça gerada pela queima de um cigarro. A quantidade em mol de moléculas de nicotina presentes na fumaça de um cigarro dessa embalagem é:

a) $4{,}0 \times 10^{-6}$
b) $5{,}0 \times 10^{-6}$
c) $6{,}0 \times 10^{-6}$
d) $7{,}0 \times 10^{-6}$
e) $8{,}0 \times 10^{-6}$

▲ **Comentário dos autores:**
Fórmula molecular da nicotina = $C_{10}H_{14}N_2$

6 Constante de Avogadro (N_A)

Por menores que sejam, amostras de substâncias são formadas por um número extremamente grande de entidades. A essas amostras está associada uma determinada quantidade de matéria. Existe uma relação de proporcionalidade entre o número de entidades na amostra e sua quantidade de matéria. Dessa forma podemos afirmar que, para qualquer amostra de uma determinada substância, seu número de entidades (N) é diretamente proporcional a sua quantidade de matéria (n), ou seja:

$$N \alpha n$$

A constante de proporcionalidade que permite a passagem de quantidade de matéria para número de entidades é conhecida como Constante de Avogadro (N_A).

> A Constante de Avogadro (N_A) é o número de entidades (N) por unidade de quantidade de matéria (n).

Seu valor pode ser medido experimentalmente e o valor obtido é $6{,}02214 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}. Ela é frequentemente aproximada para $6 \cdot 10^{23}$, conforme faremos geralmente neste livro.

Observação:

Conhecendo-se a Constante de Avogadro e as massas atômicas, é possível calcular não apenas o número de átomos em uma amostra, mas também o número de moléculas ou de íons, quando for o caso (substância molecular ou substância iônica).

▲ A denominação "Constante de Avogadro" é uma homenagem a Amedeo Avogadro (1776-1856), cientista italiano que lançou as ideias básicas que permitiram, com a evolução histórica da Química, a determinação dessa constante, no início do século XX. Coleção de Edgar Fahs Smith.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

6.1 Constante de Avogadro e quantidade de matéria

Como em Química a quantidade expressa pela Constante de Avogadro (N_A) aparece com muita frequência, podemos dizer que uma quantidade de substância que contenha um número igual à Constante de Avogadro de partículas unitárias contém uma quantidade de matéria de partículas unitárias correspondente a **1 mol**.

Assim, um mol de entidades corresponde a um número de entidades igual à Constante de Avogadro:

- Um mol de átomos de carbono são $6 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono.
- Um mol de átomos de alumínio são $6 \cdot 10^{23}$ átomos de alumínio.
- Um mol de moléculas de água são $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de água.
- Um mol de íons sódio são $6 \cdot 10^{23}$ íons sódio.
- Um mol de elétrons são $6 \cdot 10^{23}$ elétrons.

A Constante de Avogadro é uma constante com unidade e não um número puro. Seu valor é igual a $6{,}02214 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

45. Quantos átomos de alumínio há em uma panela que contém 810 g desse metal?

46. Escreva os resultados da questão anterior em palavras (mil, milhão, bilhão, trilhão, quatrilhão etc.).

47. Um anel de "ouro 18 quilates" tem massa total de 2,627 g; desse total, 1,970 g é ouro, 0,635 g é cobre e o restante é prata. Determine, nessa joia, qual é:
a) a massa de prata;
b) o número de átomos de ouro;
c) o número de átomos de cobre;
d) a quantidade de matéria de prata;
e) a quantidade de matéria de ouro;
f) a quantidade de matéria de cobre.

48. Numa obturação dentária, um dentista colocou 10 mg de mercúrio misturado com pequenas quantidades de outros metais (estanho, prata etc.). Faça uma avaliação de quantos átomos de mercúrio estão presentes nessa obturação.

49. Esta questão pretende mostrar que, mesmo nas balanças muito sensíveis, o que se determina ao pesar um objeto macroscópico é a massa de um enorme conjunto de átomos. Uma balança bastante sensível, usada em laboratórios, é capaz de medir massas da ordem de $1{,}0 \cdot 10^{-6}$ g. Essa massa corresponde, aproximadamente, à massa de quantos átomos de:
a) lítio? **b)** magnésio? **c)** mercúrio?

Exercício Resolvido

50. (UFV-MG) O cloreto de vinila ($C_2H_3C\ell$) é matéria-prima para muitos plásticos (PVC) e fibras. Em 93,75 g de cloreto de vinila, determine:
(Constante de Avogadro $= 6 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$)
a) a quantidade em mol de moléculas de $C_2H_3C\ell$
b) a quantidade em mol de átomos de carbono
c) o número de átomos de carbono

Resolução

a) Grandezas: **Massa de $C_2H_3C\ell$** — **Quantidade em mols de $C_2H_3C\ell$**

$$\left.\begin{array}{rcr} 62{,}5\ g & — & 1\ mol \\ 93{,}75\ g & — & x \end{array}\right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{x = 1{,}5\ mol}$$

b) Grandezas: **Quantidade em mols de $C_2H_3C\ell$** — **Quantidade em mols de C**

$$\left.\begin{array}{rcr} 1\ mol & — & 2\ mol \\ 1{,}5\ mol & — & y \end{array}\right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{y = 3\ mol}$$

c) Grandezas: **Quantidade em mols de C** — **Número de átomos de C**

$$\left.\begin{array}{rcr} 1\ mol & — & 6 \cdot 10^{23}\ átomos \\ 3\ mol & — & z \end{array}\right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{z = 1{,}8 \cdot 10^{24}\ átomos}$$

51. Aproximadamente quantas vezes um átomo de enxofre é mais pesado que um átomo de oxigênio?

52. Comente a seguinte afirmação, dizendo se concorda ou não com ela: "As moléculas são mais pesadas que os átomos".

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

53. A massa de um bilhão (10^9) de moléculas de álcool comum (C_2H_6O) poderia ser determinada com uma balança cuja sensibilidade máxima é para 0,1 mg? Justifique.

54. A água é a substância presente em maior quantidade em nosso organismo. Num ser humano, cerca de 60% da massa corporal se deve à água. Faça uma estimativa de quantas moléculas de água tomam parte do corpo de uma pessoa de 60 kg.

55. O tetracloreto de carbono, $CC\ell_4$, é um líquido incolor altamente tóxico, que foi muito usado nas lavanderias para fazer lavagem "a seco" (lavagem com outros solventes, que não a água), antes que se confirmasse sua toxicidade.
Em laboratórios e indústrias, ainda é muito usado como solvente. Sua utilização requer cuidados especiais para que os vapores não sejam inalados.
Considere, para efeito de cálculo, que a densidade desse líquido seja 1,54 g/cm^3. Quantas moléculas existem em uma embalagem de um litro de tetracloreto de carbono?

56. Quantas vezes uma molécula de glicose, $C_6H_{12}O_6$, é mais pesada que uma molécula de água?

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

57. (EEM-SP) De um cilindro contendo 640 mg de gás metano (CH_4) foram retiradas $12{,}04 \cdot 10^{20}$ moléculas (massas atômicas: H = 1; C = 12; constante de Avogadro = $6{,}02 \cdot 10^{23}$).
Quantos mols de CH_4 restaram no cilindro?

58. (Unifor-CE) A molécula de uma substância *A* tem massa igual a $5{,}0 \cdot 10^{-23}$ g. Determine o valor numérico da massa molecular de *A*, em unidades de massa atômica (constante de Avogadro: $6{,}0 \cdot 10^{23}$).

59. (Cesgranrio-RJ) O efeito estufa é um fenômeno de graves consequências climáticas que se deve a altas concentrações de CO_2 no ar. Considere que, num dado período, uma indústria "contribuiu" para o efeito estufa, lançando 88 toneladas de CO_2 na atmosfera. O número de moléculas do gás lançado no ar, naquele período, foi aproximadamente: (C = 12, O = 16, $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}$ mol^{-1})
a) 10^{30} **b)** 10^{26} **c)** 10^{23} **d)** 10^{27} **e)** 10^{24}

60. (Vunesp) Como o dióxido de carbono, o metano exerce também um efeito estufa na atmosfera. Uma das principais fontes desse gás provém do cultivo de arroz irrigado por inundação. Segundo a Embrapa, estima-se que esse tipo de cultura, no Brasil, seja responsável pela emissão de cerca de 288 Gg (1 Gg = 1×10^9 gramas) de metano por ano.
Calcule o número de moléculas de metano correspondente.
Massas molares, g · mol^{-1}: H = 1 e C = 12. Constante de Avogadro = $6{,}0 \times 10^{23}$ mol^{-1}.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

7 Massa molar (M)

Para qualquer amostra de substância, sua massa (m) é diretamente proporcional a sua quantidade de matéria (n), isto é:

$$m \propto n \quad \text{ou, então,} \quad m = M \cdot n$$

A constante de proporcionalidade que permite a passagem de quantidade de matéria para massa, conhecida como "massa molar" (M), nada mais é que a *massa da substância* por *unidade de quantidade de matéria*.

Assim, $m = M \cdot n$ ou então $M = \frac{m}{n}$

Exemplos:

A massa molecular do CO_2 é 44,0 u.

Para n = 1 mol, temos m = 44,0 g e, portanto:

$$M = \frac{m\ (\text{gramas})}{n\ (\text{mol})} = \frac{44{,}0\ \text{g}}{1\ \text{mol}} \Rightarrow M(CO_2) = 44{,}0\ \text{g/mol}$$

Significado: 1 mol de CO_2 tem massa de 44,0 g.

Massa molar de determinada entidade química é a massa de um mol de unidades dessa entidade química. A massa molar pode se referir a moléculas, átomos, íons, elétrons etc.:

- **Para elemento químico** — é a massa de um mol de átomos desse elemento.

$$M(C) = 12\ g/mol; \qquad M(A\ell) = 27\ g/mol$$

- **Para substância molecular** — é a massa de um mol de moléculas dessa substância.

$$M(H_2O) = 18\ g/mol; \qquad M(NH_3) = 17\ g/mol$$

- **Para íon** — é a massa de um mol desse íon.

$$M(Na^+) = 23\ g/mol$$

- **Para substância iônica** — é a massa de um mol de fórmulas, ou seja, o conjunto de íons que figura na fórmula usada para representar a substância.

$$M\ [Na^+][C\ell^-] = 58{,}5\ g/mol; \qquad M\ [Ca^{2+}][F^-]_2 = 78{,}1\ g/mol$$

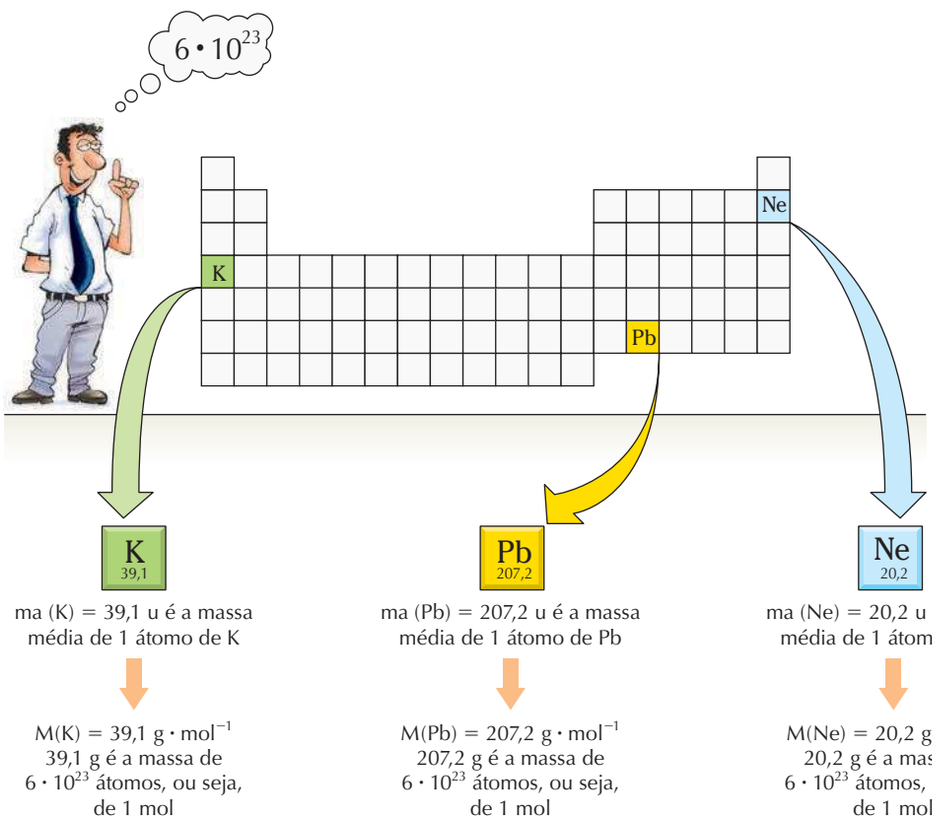
- **Para substância metálica** — é a massa de um mol de átomos do elemento metálico na forma de substância.

$$M(A\ell) = 27\ g/mol$$

A expressão correta para se referir à massa de uma porção de substância cuja quantidade de matéria é um mol é a **massa molar** (M).

7.1 De massas atômicas a massas molares usando a tabela periódica

Como já vimos, na tabela periódica encontram-se os valores das massas atômicas dos elementos. Para converter esses valores na respectiva massa molar basta substituir **u** (1 entidade) por **g · mol^{-1}** (1 mol de entidades). O esquema abaixo mostra como isso é feito:



ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

7.2 Utilidade da Constante de Avogadro (N_A) e da massa molar (M)

Um dos problemas enfrentados por alguns químicos do passado foi a determinação de quantos átomos existem numa certa amostra de matéria.

Com a determinação experimental da Constante de Avogadro (ou, de modo equivalente, da relação numérica entre grama e unidade de massa atômica), esse problema pôde ser resolvido.

Conhecendo-se a Constante de Avogadro e as massas atômicas (ou, alternativamente, as massas molares), é possível calcular não apenas o número de átomos em uma amostra, mas também o número de moléculas ou de íons, quando for o caso (substância molecular ou substância iônica).

Os exercícios a seguir ilustram algumas das inúmeras possibilidades de cálculos viabilizados pelo conhecimento dessas grandezas.

Lembre-se sempre de **procurar na tabela periódica** os dados de que necessitar.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

61. Na tabela periódica encontramos a informação de que a massa atômica do elemento hélio é 4 u. Numa amostra de 4 g desse elemento, quantos átomos estão presentes? Como se chama essa quantidade de átomos?

62. A massa de uma molécula de gás nitrogênio é 28 u. Quantas moléculas existem numa amostra de 28 g dessa substância? Como se chama essa quantidade de moléculas?

63. A massa de um íon fluoreto, F^-, é 19 u. Quantos íons fluoreto tem a massa de 19 g? Como se chama essa quantidade de íons?

64. Consulte a tabela periódica e escreva em seu caderno a massa molar dos seguintes elementos: lítio, oxigênio, nitrogênio, cloro, cálcio e ferro.

65. Calcule a massa molar das substâncias moleculares representadas pelas seguintes fórmulas: N_2, O_2, O_3, H_2O, CH_4, CO_2, SO_2, SO_3, $C\ell_2$, H_2SO_4, HNO_3 e $C_6H_{12}O_6$.

66. Determine a massa molar do íon nitrato (NO_3^-) e a massa molar do íon sulfato (SO_4^{2-}).

67. A massa molar da prata é diferente da massa molar do ouro. Duas amostras metálicas de mesma massa, uma de ouro e outra de prata, possuem o mesmo número de átomos? Em caso negativo, qual apresenta mais átomos? Justifique.

68. A água e o etanol (C_2H_6O) são ambos líquidos incolores. Duas amostras de mesma massa, uma de cada um desses líquidos, possuem o mesmo número de moléculas? Em caso negativo, qual apresenta mais moléculas? Por quê?

69. O cloreto de sódio ($NaC\ell$) é formado pelos íons sódio (Na^+) e cloreto ($C\ell^-$). O cloreto de potássio ($KC\ell$) é formado pelos íons potássio (K^+) e cloreto ($C\ell^-$). Ambos são sólidos brancos. Duas amostras de mesma massa, uma de cada um desses sais, possuem o mesmo número total de íons? Em caso negativo, qual apresenta mais íons? Explique como você concluiu.

Exercício Resolvido

70. O acetileno, C_2H_2, é um gás usado como combustível em maçaricos para soldar metal. Um serralheiro comprou um bujão de acetileno, no qual há 13 kg dessa substância.

a) Qual é a massa molar do acetileno?

b) Quantas moléculas do gás o serralheiro comprou?

Resolução

a) Consultando a tabela periódica, temos que a massa atômica do carbono é 12 u e a do hidrogênio é 1 u. Assim, a massa molecular do C_2H_2 é 26 u, o que implica uma massa molar de 26 g · mol^{-1}.

b) Em 26 g de C_2H_2 (1 mol) há $6{,}0 \cdot 10^{23}$ moléculas. Assim:

Massa em gramas		Número de moléculas
26 g	———	$6{,}0 \cdot 10^{23}$ moléculas
$1{,}3 \cdot 10^4$ g	———	x

$$x = \frac{1{,}3 \cdot 10^4 \cdot 6{,}0 \cdot 10^{23}}{26} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{x = 3{,}0 \cdot 10^{26} \text{ moléculas}}$$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

71. O ácido acetilsalicílico é um dos medicamentos mais utilizados em todo o mundo. Sua fórmula molecular é $C_9H_8O_4$.

a) Qual é a massa molecular dessa substância?

b) Qual é a massa molar dessa substância?

c) Quantas moléculas de ácido acetilsalicílico existem em um comprimido com 540 mg desse produto?

d) Qual a quantidade de matéria do ácido acetilsalicílico presente no comprimido com 540 mg?

72. (UCS-RS) Submetida a um tratamento médico, uma pessoa ingeriu um comprimido contendo 45 mg de ácido acetilsalicílico ($C_9H_8O_4$). Considerando a massa molar do $C_9H_8O_4$ = 180 g/mol e a Constante de Avogadro $6{,}0 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$, é correto afirmar que o número de moléculas da substância ingerida é:

a) $1{,}5 \cdot 10^{20}$ **d)** $4{,}5 \cdot 10^{20}$

b) $2{,}4 \cdot 10^{23}$ **e)** $6{,}0 \cdot 10^{23}$

c) $3{,}4 \cdot 10^{23}$

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

73. (PUC-RS) O composto genérico X_2Y_5 está constituído por 80% de X e 20% de Y. A massa molar de X é ■ vez(es) maior que a massa molar de Y.

a) 100 **d)** 1,6

b) 10 **e)** 0,1

c) 4,0

74. (UFPI) Considere que a cotação do ouro seja R$ 11,40 por grama. Que quantidade de átomos de ouro, em mols, pode ser adquirida com R$ 9.000,00?

(Dado: Massa molar do Au = 197 g/mol.)

a) 2,0 **d)** 3,4

b) 2,5 **e)** 4,0

c) 3,0

75. (Unifesp) Um dos possíveis meios de se remover CO_2 gasoso da atmosfera, diminuindo assim sua contribuição para o "efeito estufa", envolve a fixação do gás por organismos microscópicos presentes em rios, lagos e, principalmente, oceanos. Dados publicados em 2003 na revista *Química Nova na Escola* indicam que o reservatório da hidroelétrica de Promissão, SP, absorve 704 toneladas de CO_2 por dia.

Calcule a quantidade de CO_2, expressa em mol/dia, absorvida pelo reservatório.

(Dado: massa molar do CO_2 = 44 g/mol.)

76. (Fuvest-SP) A densidade da água a 25 °C é 1,0 g/mL. O número aproximado de átomos de hidrogênio contidos em uma gota de água, ou volume 0,05 mL, é:

a) $\frac{5}{9} \cdot 10^{-2}$ **d)** $\frac{30}{9} \cdot 10^{23}$

b) $\frac{15}{9} \cdot 10^{-21}$ **e)** $\frac{50}{12} \cdot 10^{25}$

c) $\frac{30}{9} \cdot 10^{21}$

77. (Ufes) Uma água mineral encontrada no mercado contém 0,0144 g/L de bicarbonato de magnésio. Ao se tomar meio litro dessa água, o número de íons magnésio ingerido é:

a) $30{,}0 \cdot 10^{18}$ **d)** $10{,}2 \cdot 10^{19}$

b) $50{,}8 \cdot 10^{18}$ **e)** $11{,}8 \cdot 10^{19}$

c) $59{,}0 \cdot 10^{18}$

Obs.: Utilize o valor 144 g/mol para a massa molar de $Mg(HCO_3)_2$.

78. (Fuvest-SP) Para evitar a propagação de doenças como cólera, a água para beber é desinfetada pela adição de cloro ($C\ell_2$) à razão mínima de 0,20 mg/kg de água.

Para obter essa água clorada, quantas moléculas de água são necessárias, aproximadamente, para cada molécula de cloro?

(Massa molar: $C\ell_2$ = 71 g/mol, H_2O = 18 g/mol.)

a) 0,25 **d)** 4 milhões

b) 0,4 **e)** 20 milhões

c) 25 mil

79. (Cefet-SP) Entre as diversas substâncias químicas perigosas utilizadas antigamente como medicamentos, encontra-se o sulfato de cádmio — $CdSO_4$ —, que era empregado, sob forma de solução aquosa, no tratamento de sífilis e reumatismo. Além de ser venenoso e cancerígeno, é cumulativo no organismo. A dose letal 50 em ratos (dose que mata 50% dos ratos em teste durante determinado período de observação) é de 3×10^2 mg por quilograma de massa corpórea. Aproximadamente, a quantos íons Cd^{2+} corresponde essa dose?

Dados:

Massa molar do sulfato de cádmio = $2 \cdot 10^2\ g \cdot mol^{-1}$;
Constante de Avogadro = $6 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$.

a) 3×10^{20} **d)** 3×10^{22}

b) 6×10^{20} **e)** 9×10^{22}

c) 9×10^{20}

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CONTANDO ÁTOMOS

O metal de maior ductibilidade e maleabilidade é o ouro. Ele pode ser reduzido a folhas tão finas que correspondem, em espessura, a aproximadamente 300 átomos. Estas folhas são tão finas que podem ser parcialmente atravessadas por certos feixes de luz. São comercializadas com o nome "folhas de ouro". Elas ainda retêm a cor e a aparência do ouro. Para se ter uma ideia do quanto o ouro é maleável e dúctil, com 1 g de ouro é possível recobrir uma área de 1 m^2 (maleabilidade) ou transformá-lo em um fio de 2 km de comprimento (ductibilidade).

Essas "folhas de ouro" fornecem uma considerável proteção decorativa e são muito utilizadas para tornar mais vistosos alguns edifícios públicos, catedrais e templos, para decorar livros, vitrines, vasos, estátuas etc.

São usadas na área de eletrônica para placas de contato em chaves elétricas, relés e conexões. São também utilizadas em computadores e outros dispositivos microeletrônicos em vista de sua excelente condutividade e resistência à corrosão.

As "folhas de ouro", no meio científico, tiveram grande importância ao serem utilizadas por Rutherford em seu famoso experimento.

JEAN-PAUL DUMONTIER/AKG/LATINSTOCK

▲ Tente imaginar qual foi a razão de Rutherford ter utilizado uma lâmina de ouro em sua experiência. Na foto, artesã aplicando revestimento de ouro em uma moldura.

8 Mol e massa molar na determinação de fórmulas

8.1 Fórmula química e quantidade em mols dos elementos

A fórmula molecular da água, H_2O, indica que cada molécula dessa substância é constituída por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio, totalizando três átomos.

Em duas moléculas de água há quatro átomos de hidrogênio e dois átomos de oxigênio, num total de seis átomos.

Em dez moléculas de água há vinte átomos de hidrogênio e dez átomos de oxigênio, totalizando trinta átomos.

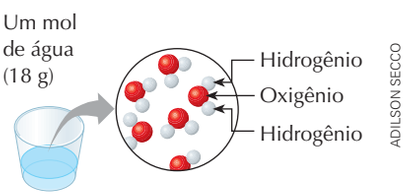
Em $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de água há $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrogênio e $1 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio, perfazendo um total de $3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos.

Como já sabemos, a quantidade de $6 \cdot 10^{23}$ entidades corresponde a um mol dessas entidades. Assim, podemos dizer que:

- Em 1 mol de moléculas de H_2O há dois mols de átomos de hidrogênio e um mol de átomos de oxigênio, totalizando três mols de átomos.

Analogamente, considerando a fórmula de outras substâncias, podemos tirar conclusões análogas, como, por exemplo, as seguintes:

- Em 1 mol de moléculas de álcool comum, C_2H_6O, há dois mols de átomos de carbono, seis mols de átomos de hidrogênio e um mol de átomos de oxigênio, totalizando nove mols de átomos.
- Em 1 mol de cloreto de sódio, $[Na^+][C\ell^-]$, há um mol de íons sódio, Na^+, e um mol de íons cloreto, $C\ell^-$, totalizando dois mols de íons.
- Em 1 mol de fosfato de cálcio, $[Ca^{2+}]_3[PO_4^{3-}]_2$, há três mols de íons cálcio, Ca^{2+}, e dois mols de íons fosfato, PO_4^{3-}, totalizando cinco mols de íons.



ADILSON SECCO

▲ Em um mol de água (18 g) há $6 \cdot 10^{23}$ moléculas, cada uma formada por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio. Então há, nesse mol de água, $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrogênio e $6 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio. Há, no total, $3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos. (Os átomos estão representados esquematicamente por esferas em cores fantasiosas.)

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

80. A fórmula molecular do metano, também conhecido como gás dos pântanos, é CH_4. Em **um mol** de moléculas de metano, existem **quantos mols** de átomos:

a) de carbono?

b) de hidrogênio?

c) ao todo?

81. A hidrazina, combustível utilizado em foguetes, é constituída apenas por dois elementos químicos. Em um mol dessa substância há dois mols de nitrogênio e quatro mols de hidrogênio.

a) Qual a fórmula molecular da hidrazina?

b) Qual a massa molar da hidrazina?

c) Da massa molar da hidrazina, quantos gramas se devem ao nitrogênio e quantos ao hidrogênio?

82. A vitamina A é uma substância formada por apenas três elementos químicos. Em 0,5 mol de vitamina A, verificou-se a presença de 10 mol de carbono, 15 mol de hidrogênio e 0,5 mol de oxigênio. Qual é a fórmula molecular dessa vitamina?

83. (UFPR) O iodo é um elemento obtido principalmente de algas marinhas e deve estar presente na alimentação humana para reduzir a incidência de doenças como o bócio (vulgarmente conhecido como "papo"). O Ministério da Saúde estabelece que cada kg de sal deve conter no mínimo 20 mg e no máximo 60 mg de iodo. Acerca disso, escolha a alternativa correta.
Massas atômicas: I = 126,9; Na = 23; Cℓ = 35,5.
Números atômicos: I = 53; Na = 11; Cℓ = 17.

a) Para atingir o valor médio dos limites de iodo no sal, uma empresa deve adicionar 47,25 g de iodeto de sódio para produzir 1 tonelada de sal de cozinha.

b) O iodo é um elemento químico pertencente à família dos calcogênios.

c) A distância entre os dois núcleos dos átomos de iodo no I_2 é denominada de raio iônico.

d) Na distribuição eletrônica do iodo, o subnível de maior energia utilizado é o 4d.

e) O iodo é mais eletronegativo que o cloro.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

84. (Unicamp-SP) Um artigo publicado no *The Agronomy Journal* de 2006 trata de um estudo relacionado à fixação de nitrogênio por uma planta forrageira que se desenvolve bem em um solo ácido. Essa planta tem o crescimento limitado pela baixa fixação de nitrogênio. O objetivo central do trabalho era verificar como uma cultura de alfafa, cultivada junto à forrageira citada, poderia melhorar o crescimento da forrageira, aumentando a fixação de nitrogênio. Relata o artigo que o terreno a ser adubado foi subdividido em cinco partes. Cada parte foi adubada com as seguintes quantidades fixas de nitrato de amônio, a cada vez: 0; 28; 56; 84; 112 kg/ha. As adubações foram repetidas por 15 vezes em períodos regulares, iniciando-se no começo de 1994 e encerrando-se no final de 1996. Para monitorar a fixação de nitrogênio, os pesquisadores adicionaram uma pequeníssima quantidade conhecida de nitrato de amônio marcado ($^{15}NH_4{}^{15}NO_3$) ao nitrato de amônio comercial a ser aplicado na plantação.

a) Do ponto de vista da representação química, o que significa o sobrescrito 15 junto ao símbolo N?

b) Suponha duas amostras de mesma massa, uma de $^{15}NH_4{}^{15}NO_3$ e a outra de NH_4NO_3. A quantidade de nitrogênio (em mol) na amostra de NH_4NO_3 é maior, igual ou menor do que na amostra de $^{15}NH_4{}^{15}NO_3$? Justifique sua resposta.

c) Considere que na aplicação regular de 28 kg/ha não sobrou nem faltou adubo para as plantas. Determine, em mol/ha, que quantidade desse adubo foi aplicada em excesso na parte que recebeu 112 kg/ha, ao final do primeiro ano de estudo.

85. (Fuvest-SP) Um determinado agente antimofo consiste em um pote com tampa perfurada, contendo 80 g de cloreto de cálcio anidro que, ao absorver água, se transforma em cloreto de cálcio di-hidratado ($CaC\ell_2 \cdot 2\,H_2O$). Em uma experiência, o agente foi mantido durante um mês em ambiente úmido. A cada 5 dias, o pote foi pesado e registrado o ganho de massa:

dias	ganho de massa/g
0	0
5	7
10	15
15	22
20	30
25	37
30	45

Dados: massas molares (g/mol)
água 18
cloreto de cálcio 111

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

a) Construa o gráfico que representa o ganho de massa *versus* o número de dias.

b) Qual o ganho de massa quando todo o cloreto de cálcio, contido no pote, tiver se transformado em cloreto de cálcio di-hidratado? Mostre os cálculos.

c) A quantos dias corresponde o ganho de massa calculado no item anterior? Indique no gráfico, utilizando linhas de chamada.

86. (Fuvest-SP) Alguns problemas de saúde, como bócio endêmico e retardo mental, são causados pela ingestão de quantidades insuficientes de iodo. Uma maneira simples de suprir o organismo desse elemento químico é consumir o sal de cozinha que contenha de 20 a 60 mg de iodo por quilograma do produto. No entanto, em algumas regiões do País, o problema persiste, pois o sal utilizado ou não foi produzido para consumo humano, ou não apresenta a quantidade mínima de iodo recomendada.

A fonte de iodo utilizada na indústria do sal é o iodato de potássio, KIO_3, cujo custo é de R$ 20,00/kg.

Considerando que o iodo representa aproximadamente 60% da massa de KIO_3 e que 1 kg do sal de cozinha é comercializado ao preço médio de R$ 1,00, a presença da quantidade máxima de iodo permitida por lei (60 miligramas de iodo por quilograma de sal) representa, no preço, a porcentagem de:

a) 0,10%
b) 0,20%
c) 1,20%
d) 2,0%
e) 12%

8.2 Porcentagem em massa de um elemento numa substância

O conhecimento das massas atômicas (e, por consequência, das massas molares) permite estabelecer relação entre a massa de cada um dos elementos presentes em determinada substância, sendo conhecida sua fórmula química.

Imagine que o químico encarregado de uma indústria que obtém cobre a partir de seus minérios tenha a possibilidade de comprar, por um mesmo preço por tonelada, o minério calcopirita ($CuFeS_2$) ou o minério calcosita (Cu_2S). (Veja foto do cobre metálico ao lado.)

Qual dos minérios ele deve preferir, do ponto de vista do custo?

A massa molar de $CuFeS_2$ é 183,5 g e, pela fórmula, percebemos que em um mol dessa substância há um mol de cobre (63,5 g). Assim:

Massa		Porcentagem		
183,5 g	———	100%	} ⇒	$x = 34{,}6\%$
63,5g	———	x		

A massa molar de Cu_2S é 159,1 g e, pela fórmula, em um mol dessa substância há dois mols de cobre (127,0 g, ou seja, duas vezes 63,5 g).

Massa		Porcentagem		
159,1 g	———	100%	} ⇒	$y = 79{,}8\%$
127,0g	———	y		

No caso de $CuFeS_2$, apenas 34,6% da massa do minério corresponde a cobre. Já no caso de Cu_2S, 79,8% corresponde a cobre. Assim, optando pela compra de calcosita, Cu_2S, o químico escolherá um minério do qual se pode extrair, de cada tonelada, maior quantidade de cobre.

FABIO COLOMBINI

▲ Foto de pedaço de cobre metálico encontrado na natureza como substância simples. A obtenção do cobre em larga escala é feita a partir de minérios, nos quais o cobre está combinado com outros elementos. Dois minérios de cobre são citados no texto ao lado. Na foto, pepita com cerca de 3 cm de comprimento.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

8.3 Fórmula molecular, fórmula mínima e fórmula porcentual

Quando átomos se unem por ligação covalente, formam entidades denominadas moléculas.

A **fórmula molecular** indica quais e quantos átomos de cada elemento constituem uma molécula de determinada substância.

As moléculas de uma substância também podem ser representadas pela fórmula eletrônica ou pela fórmula estrutural, ambas discutidas no capítulo 8. Não é hábito empregar a expressão "fórmula molecular" para substâncias iônicas ou metálicas, pois elas não são constituídas por moléculas.

Os três tipos de substâncias — iônicas, moleculares e metálicas — podem ser representados pela fórmula mínima (ou empírica).

> A **fórmula mínima** indica a proporção entre o número de átomos dos elementos que constituem uma substância. Essa proporção é expressa pelo conjunto dos **menores números inteiros** possíveis.

A glicose, por exemplo, tem fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$. A proporção entre os números de átomos formadores dessa substância é 6 : 12 : 6. Essa mesma proporção, expressa por meio dos menores números inteiros possíveis, é 1 : 2 : 1. Assim, a fórmula mínima da glicose é CH_2O.

A tabela 3 mostra alguns exemplos de substâncias e suas fórmulas mínimas. Note que, em alguns casos, a fórmula mínima coincide com a fórmula molecular. Note, também, que no caso das substâncias iônicas (cloreto de sódio, sulfato de potássio) e metálicas (ouro, prata) não há fórmula molecular, pois essas substâncias não são constituídas por moléculas.

TABELA 3 **Fórmula molecular e fórmula mínima de algumas substâncias**

Nome da substância	Fórmula molecular	Fórmula mínima
Água	H_2O	H_2O
Peróxido de hidrogênio	H_2O_2	HO
Glicose	$C_6H_{12}O_6$	CH_2O
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	H_2SO_4
Sacarose	$C_{12}H_{22}O_{11}$	$C_{12}H_{22}O_{11}$
Cloreto de sódio	—	$NaC\ell$
Sulfato de potássio	—	K_2SO_4
Ouro	—	Au
Prata	—	Ag

Os três tipos de substâncias — iônicas, moleculares e metálicas — também podem ser representados pela fórmula porcentual (ou centesimal).

> A **fórmula porcentual** indica os elementos formadores da substância e suas porcentagens em massa.

No caso da água, por exemplo, um mol de moléculas (18 g) contém dois mols de átomos de hidrogênio (2 g) e um mol de átomos de oxigênio (16 g).

Massa		Porcentagem		
18 g	———	100%	⇒	$x = 11{,}1\%$
2 g	———	x		
18 g	———	100%	⇒	$y = 88{,}9\%$
16 g	———	y		

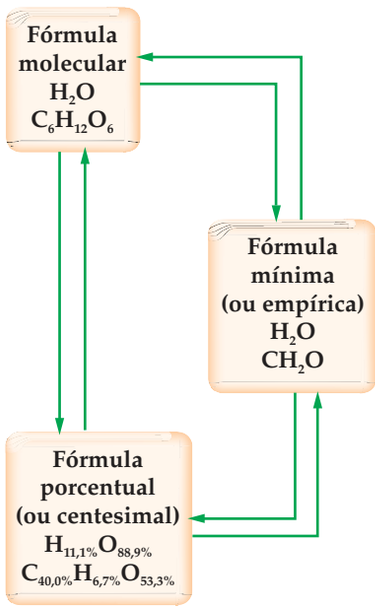
Assim, a fórmula porcentual da água é $H_{11,1\%}O_{88,9\%}$.

No caso da glicose (fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$), um mol de moléculas (180 g) contém seis mols de átomos de carbono (6 · 12 g = 72 g), doze mols de átomos de hidrogênio (12 · 1 g = 12 g) e seis mols de átomos de oxigênio (6 · 16 g = 96 g).

Massa		Porcentagem		
180 g	———	100%	⇒	$x = 40{,}0\%$
72 g	———	x		
180 g	———	100%	⇒	$y = 6{,}7\%$
12 g	———	y		
180 g	———	100%	⇒	$z = 53{,}3\%$
96 g	———	z		

Assim, a fórmula porcentual da glicose é $C_{40,0\%}H_{6,7\%}O_{53,3\%}$.

Nas questões a seguir, você poderá perceber que é possível interconverter esses três tipos de fórmulas.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

87. O magnésio pode ser obtido, por meios industriais adequados, a partir do cloreto de magnésio extraído da água do mar.

a) Qual a porcentagem, em massa, de magnésio no cloreto de magnésio ($MgC\ell_2$)?

b) Qual a massa de magnésio presente em 100 kg desse sal?

88. As indústrias siderúrgicas obtêm aço, que é constituído predominantemente por ferro, a partir de minérios de ferro, tais como a hematita (Fe_2O_3) e a magnetita (Fe_3O_4).

Em qual desses minérios a porcentagem de ferro é maior?

89. Fertilizantes devem fornecer alguns elementos químicos necessários aos vegetais, entre os quais está o nitrogênio. As seguintes substâncias nitrogenadas são empregadas como componentes de fertilizantes:

- Ureia, CH_4N_2O
- Nitrato de amônio, NH_4NO_3

Qual delas apresenta maior quantidade de nitrogênio por grama do composto?

Exercício Resolvido

90. O dióxido de silício (SiO_2), presente na areia, é usado como fonte para a obtenção do elemento silício, usado na indústria eletrônica. Testes revelaram que numa amostra de 100 g de certo tipo de areia foram encontrados 42 g de silício. Sabendo que as impurezas da areia não contêm silício, qual é a pureza da areia, ou seja, qual a porcentagem de SiO_2 na areia?

Resolução

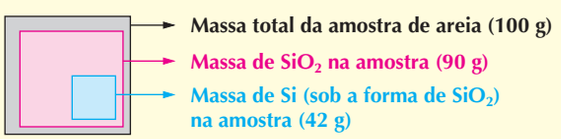
Há um mol de silício (28 g) em um mol de SiO_2 (60 g).

Analogamente, há 42 g de silício em uma massa x de SiO_2.

Massa de silício		Massa de SiO_2		
28 g	———	60 g	⇒	$x = 90$ g
42 g	———	x		

Esse valor calculado corresponde à massa de SiO_2 em 100 g da amostra. Portanto, a pureza dessa amostra é de 90%.

Esquematicamente, temos:



ADILSON SECCO

91. O calcário é constituído principalmente por carbonato de cálcio. Uma amostra de calcário contém, além do carbonato de cálcio, impurezas que comprovadamente não contêm o elemento cálcio. A fim de determinar a pureza dessa amostra, testes laboratoriais revelaram que, em 100 g totais, há 36 g do elemento cálcio.

a) Qual é a pureza desse calcário (isto é, qual é a porcentagem de carbonato de cálcio nele)?

b) Quanto de carbonato de cálcio puro poderia ser obtido, no máximo, a partir de 1 t desse calcário?

92. O ácido fosfórico, aditivo dos refrigerantes tipo "cola", é fabricado a partir de uma rocha que contém fosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$, e impurezas isentas de cálcio. Uma rocha desse tipo revelou conter 30% de cálcio. Qual é, aproximadamente, a porcentagem de $Ca_3(PO_4)_2$ nessa rocha?

93. Em 98 g de ácido sulfúrico, H_2SO_4, existem quantos:

a) mols de átomos de hidrogênio?

b) mols de átomos de enxofre?

c) mols de átomos de oxigênio?

d) átomos de hidrogênio?

e) átomos de enxofre?

f) átomos de oxigênio?

94. Um saleiro contém 117 g de cloreto de sódio. Determine quantos cátions sódio e quantos ânions cloreto estão presentes nele.

95. A molécula de vitamina C é constituída por seis átomos de carbono, oito de hidrogênio e seis de oxigênio. Represente a vitamina C por meio de suas fórmulas molecular e mínima.

96. A quinina é uma substância presente na água tônica e que, em Medicina, é usada como agente antimalária. Sua fórmula molecular é $C_{20}H_{24}N_2O_2$. Escreva a fórmula mínima da quinina.

97. Na estrutura da esmeralda são encontrados quatro elementos químicos, na seguinte proporção:

3 mol de berílio : 2 mol de alumínio : 6 mol de silício : 18 mol de oxigênio

Represente a esmeralda por meio de sua fórmula mínima.

98. A vanilina, composto presente em uma determinada variedade de orquídea, é a substância que tem o aroma natural de baunilha.

A molécula de vanilina é formada por oito átomos de carbono, oito de hidrogênio e três de oxigênio.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

É correto afirmar que a fórmula molecular da vanilina é igual à sua fórmula mínima?

DAN SAMS/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

◀ Foto de orquídea na qual é encontrada vanilina. A flor tem cerca de 15 cm de diâmetro total.

99. O etilenoglicol é uma substância altamente tóxica presente no fluido usado nos radiadores de automóveis. Sua fórmula mínima é CH_3O e sua massa molecular é 62 u. Qual é a fórmula molecular do etilenoglicol?

100. A putrescina é uma substância encontrada na carne em decomposição. Determinou-se que sua fórmula empírica é C_2H_6N. A determinação de sua massa molecular foi feita por um método sem muita precisão e situa-se na faixa de 86,7 u até 89,7 u. Determine a massa molecular da putrescina.

101. A nicotina, substância presente no cigarro, é formada pelos elementos carbono, hidrogênio e nitrogênio. O estudo de uma amostra de nicotina revelou a seguinte proporção:
0,25 mol de carbono : 0,35 mol de hidrogênio : 0,05 mol de nitrogênio

a) Escreva a fórmula mínima da nicotina.

b) Uma determinação da massa molecular da nicotina forneceu o valor 162 u. Qual é a fórmula molecular dela?

102. Determine a fórmula porcentual do carbonato de cálcio, $CaCO_3$.

103. O aroma característico do vinagre e seu sabor azedo devem-se ao ácido acético, cuja fórmula molecular é $C_2H_4O_2$. Determine a fórmula porcentual dessa substância.

104. A fórmula molecular da glicose é $C_6H_{12}O_6$, a do ácido acético é $C_2H_4O_2$ e a do formaldeído (que, misturado com água, é conhecido como formol) é CH_2O.

a) Escreva a fórmula mínima de cada um deles.

b) Compare a fórmula porcentual da glicose, deduzida no item 8.3 do texto, com a do ácido acético, que você determinou na questão anterior. Que conclusão você tira?

c) Sem fazer nenhum cálculo adicional, preveja a fórmula porcentual do formaldeído.

105. O gás natural é uma mistura de gases encontrada no subsolo, usualmente com jazidas de petróleo, e que possui larga aplicação como combustível. O principal constituinte do gás natural apresenta 75% de carbono e 25% de hidrogênio, em massa. Determine a fórmula molecular dessa substância, sabendo que suas fórmulas mínima e molecular são iguais.

106. Outro importante componente do gás natural apresenta 80% de carbono e 20% de hidrogênio, em massa. A fórmula molecular dessa substância é o dobro da sua fórmula mínima. Determine sua fórmula molecular.

107. Dois óxidos de enxofre têm a seguinte composição em massa:

Óxido A — 40% de enxofre e 60% de oxigênio
Óxido B — 50% de enxofre e 50% de oxigênio

Sabe-se que, para ambos, a fórmula mínima coincide com a molecular. Determine a fórmula molecular desses óxidos.

108. O ciclo-hexano é uma substância presente no petróleo, formada apenas por carbono e hidrogênio. Sua fórmula molecular é igual à sua fórmula mínima multiplicada por seis. Uma análise revelou a proporção de 6 : 1 entre **as massas** de carbono e de hidrogênio no ciclo-hexano. Determine sua fórmula molecular.

109. Uma amostra de um composto formado por apenas dois elementos químicos revelou a presença de 1,2 g de carbono e 6,4 g de enxofre. Deduza a fórmula mínima dessa substância.

110. A molécula da clorofila tem massa 892 u e é formada por 137 átomos de cinco elementos diferentes. Sabe-se que 6,3% da massa da clorofila se deve a nitrogênio e 9,0% a oxigênio.
Quantos átomos de nitrogênio existem em uma molécula de clorofila? E de oxigênio?

111. A molécula de hemoglobina é muito grande e tem massa 65.000 u. Sabendo que o elemento enxofre corresponde a 0,394% da massa de sua molécula, determine quantos átomos de enxofre há na molécula de hemoglobina.

112. A alicina, uma das substâncias que dão aroma característico ao alho, tem massa molar 162 g/mol. Deduza sua fórmula molecular, sabendo que sua composição em massa é:
44,4% C, 6,2% H, 39,5% S e 9,9% O

113. A cafeína, estimulante presente no café, tem massa molar 194 g/mol. Deduza a fórmula molecular dessa substância, sabendo que sua composição em massa é:
49,5% C, 5,2% H, 28,8% N e 16,5% O

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

114. (UFRRJ) Os sais de cobre são conhecidos por apresentarem coloração azul, inclusive sendo utilizados em misturas destinadas a tratamento de água em piscinas. O sulfato cúprico pentahidratado apresenta uma percentagem de água de aproximadamente

a) 23,11%
b) 55,34%
c) 89,09%
d) 36,07%
e) 76,22%

115. (UEPB) Qual é o percentual de ferro e de oxigênio, respectivamente, de uma amostra de óxido de ferro que pesa 0,50 g, sabendo-se que a sua análise determinou uma composição de 0,35 g de ferro e 0,15 g de oxigênio?

a) 25% e 75%
b) 75% e 25%
c) 30% e 70%
d) 70% e 30%
e) 85% e 15%

116. (UFMS) Uma certa amostra de um composto puro contém 9,81 g de zinco, $1,80 \times 10^{23}$ átomos de cromo e 0,60 mol de átomos de oxigênio. Considerando os dados fornecidos, é correto afirmar que sua fórmula unitária é

a) $ZnCrO_2$
b) $ZnCr_2O$
c) $ZnCr_2O_7$
d) $ZnCr_2O_4$
e) $Zn_2Cr_2O_7$

117. (Uespi) Um composto de massa molar igual a 92 g/mol apresenta fórmula percentual $N_{30,43\%}O_{69,57\%}$. Sua fórmula molecular é representada por:

a) N_2O_3
b) N_2O
c) NO
d) N_2O_5
e) N_2O_4

Dados: Massas atômicas: N = 14 u; O = 16 u.

118. (UFPel-RS) A nicotina, uma das substâncias presentes nos cigarros, é considerada um droga psicoativa, responsável pela dependência do fumante. Além de estimular o sistema nervoso central, a nicotina altera o ritmo cardíaco e a pressão sanguínea, sendo, por isso, o tabagismo incluído no Código Internacional de Doenças (CID-10). Na fumaça de um cigarro, podem existir até 6 mg de nicotina e, através de pesquisas, descobriu-se que cada miligrama dessa substância contém aproximadamente 74,1% de C; 8,6% de H e 17,2% de N.

http://www.tabagismoumadoenca.hpg.ig.com.br/fumaca_cigarro.htm (adapt.)

Com base no texto e em seus conhecimentos,

a) sabendo que a massa molar da nicotina é 162 g/mol, represente sua fórmula molecular.
b) calcule a massa, em gramas, de 1 molécula de nicotina.

119. (UFF-RJ)

O esmalte dos dentes contém um mineral chamado hidroxiapatita — $Ca_5(PO_4)_3OH$. Os ácidos presentes na boca, ao reagirem com a hidroxiapatita, provocam o desgaste do esmalte, originando as cáries. Atualmente, com o objetivo de prevenção contra as cáries, os dentifrícios apresentam em suas fórmulas o fluoreto de cálcio. Este é capaz de reagir com a hidroxiapatita, produzindo a fluorapatita — $Ca_5(PO_4)_3F$ —, uma substância que adere ao esmalte, dando mais resistência aos ácidos produzidos, quando as bactérias presentes na boca metabolizam os restos de alimentos.

Com base nas fórmulas mínimas das duas substâncias, pode-se afirmar que o percentual de fósforo nos compostos é, aproximadamente:

a) 0,18%
b) 0,60%
c) 6,00%
d) 18,50%
e) 74,0%

120. (UEM-PR) Sabendo que um composto apresenta aproximadamente 40,0% de carbono, 6,67% de hidrogênio e 53,33% de oxigênio (porcentagens em massa) e massa molar de 180 g/mol, determine a fórmula mínima e a fórmula molecular desse composto.

121. (Fatec-SP) Eugenol, o componente ativo do óleo do cravo-da-índia, tem massa molar 164 g/mol e fórmula empírica C_5H_6O.

A porcentagem em massa de carbono no eugenol é, aproximadamente,

a) 10,0%
b) 36,5%
c) 60,0%
d) 73,0%
e) 86,0%

Dados:
massas molares (g/mol):
H 1
C 12
O 16

122. (ITA-SP) Uma amostra de 1,222 g de cloreto de bário hidratado ($BaC\ell_2 \cdot nH_2O$) é aquecida até a eliminação total da água de hidratação, resultando em uma massa de 1,042 g.

Com base nas informações fornecidas e mostrando os cálculos efetuados, determine:

a) o número de mols de cloreto de bário;
b) o número de mols de água;
c) a fórmula molecular do sal hidratado.

123. (UFU-MG) Um óxido de nitrogênio foi analisado e apresentou as seguintes porcentagens em massa: 25,9% de nitrogênio e 74,1% de oxigênio.

Tendo em vista as informações acima, faça o que se pede.

a) Dê a fórmula empírica deste composto, demonstrando os cálculos utilizados.
b) O óxido apresentado acima é um óxido molecular ou iônico? Justifique sua resposta.
c) Escreva a equação que representa a reação entre este óxido e a água.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Informe-se sobre a Química

Tentando avaliar a dimensão da Constante de Avogadro

Que a Constante de Avogadro é muito grande não resta dúvida. Mas quão grande é esse número?

Um mil (1.000) pode ser escrito como $(1 \cdot 10^3)$.

Um milhão (1.000.000) pode ser escrito como $(1 \cdot 10^6)$.

Um bilhão (1.000.000.000) pode ser escrito como $(1 \cdot 10^9)$.

A Constante de Avogadro corresponde a seiscentos sextilhões (600.000.000.000.000.000.000.000) e normalmente seu valor aproximado é escrito como $6 \cdot 10^{23}$.

Para tentar imaginar o quão grande é esse número, uma maneira é fazer analogias.

Vejamos uma primeira analogia:

Imagine que alguém conseguisse contar um número por segundo, sem parar jamais. Quantos anos seriam gastos para se chegar a esse número?

Arrisque um palpite antes de começar a leitura!

Bem, 1 hora tem 60 minutos com 60 segundos cada um, ou seja, 3.600 segundos. Assim, após 1 hora contando, esse alguém chegaria ao número 3.600 (três mil e seiscentos).

Um dia tem 24 horas. Então, após 1 dia contando sem parar, esse alguém chegaria ao número 86.400 (oitenta e seis mil e quatrocentos), que equivale a 3.600 multiplicado por 24.

Após 1 ano (com 365 dias) esse alguém chegaria ao número 31.536.000 (trinta e um milhões, quinhentos e trinta e seis mil), que equivale a 86.400 multiplicado por 365.

Daqui para a frente, façamos um cálculo por regra de três para ver em quantos anos o indivíduo contador chegaria ao fim:

Tempo		Número contado
1 ano	———	31.536.000
x	———	$6 \cdot 10^{23}$

Esse resultado equivale a 19.000.000.000.000.000 anos, ou seja, 19 quatrilhões de anos. É esse o tempo que o indivíduo gastaria para contar até $6 \cdot 10^{23}$, se o intento fosse possível.

Vejamos uma segunda analogia:

Caso fossem espalhadas $6 \cdot 10^{23}$ bolas de gude por toda a superfície da Terra, elas produziriam uma camada recobrindo a Terra de aproximadamente 5 km de espessura.

Vejamos uma terceira analogia:

Caso fossem colocadas em linha reta $6 \cdot 10^{23}$ moedas de 1 centavo, elas circulariam a Terra cerca de 300 trilhões de vezes.

A Constante de Avogadro é tão grande que foge da nossa vivência macroscópica. Assim, falar em mol de objetos macroscópicos é algo que beira o absurdo.

Você entendeu a leitura?

Responda em seu caderno

1. Estime o tempo gasto, em anos, para contar os átomos existentes em uma peça de ouro de massa $1{,}97 \cdot 10^{-6}$ g, considerando que se conta 1 átomo por segundo.
2. Uma piscina contém 10^6 L de água. Considerando a densidade da água igual a 1 g/cm^3, escreva o número de moléculas de água contidas na referida piscina em palavras (mil, milhão, bilhão, trilhão etc.).
3. Em grupos, pense em outras analogias que poderiam ser utilizadas em sala de aula para facilitar o entendimento da unidade mol.

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

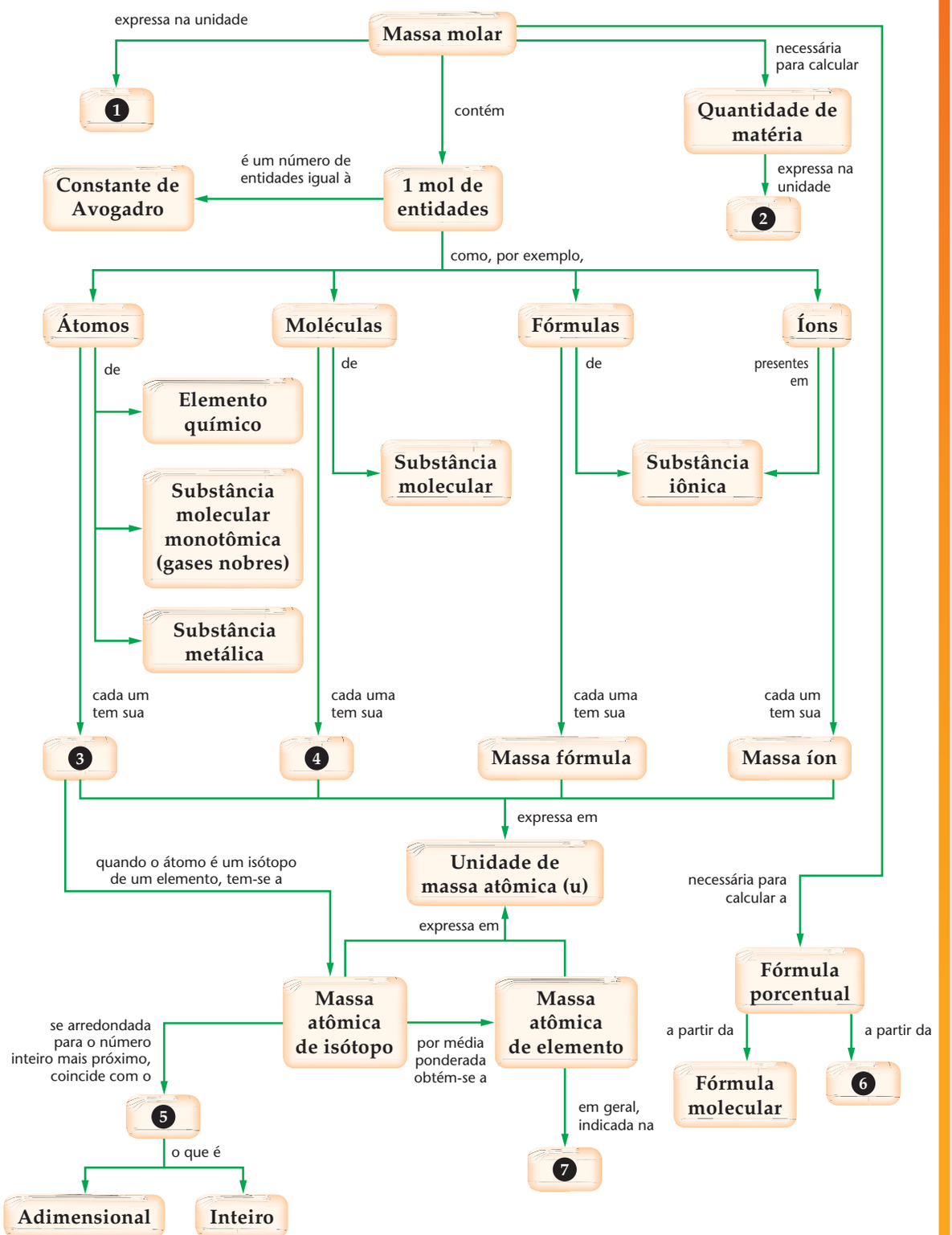
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – MOL

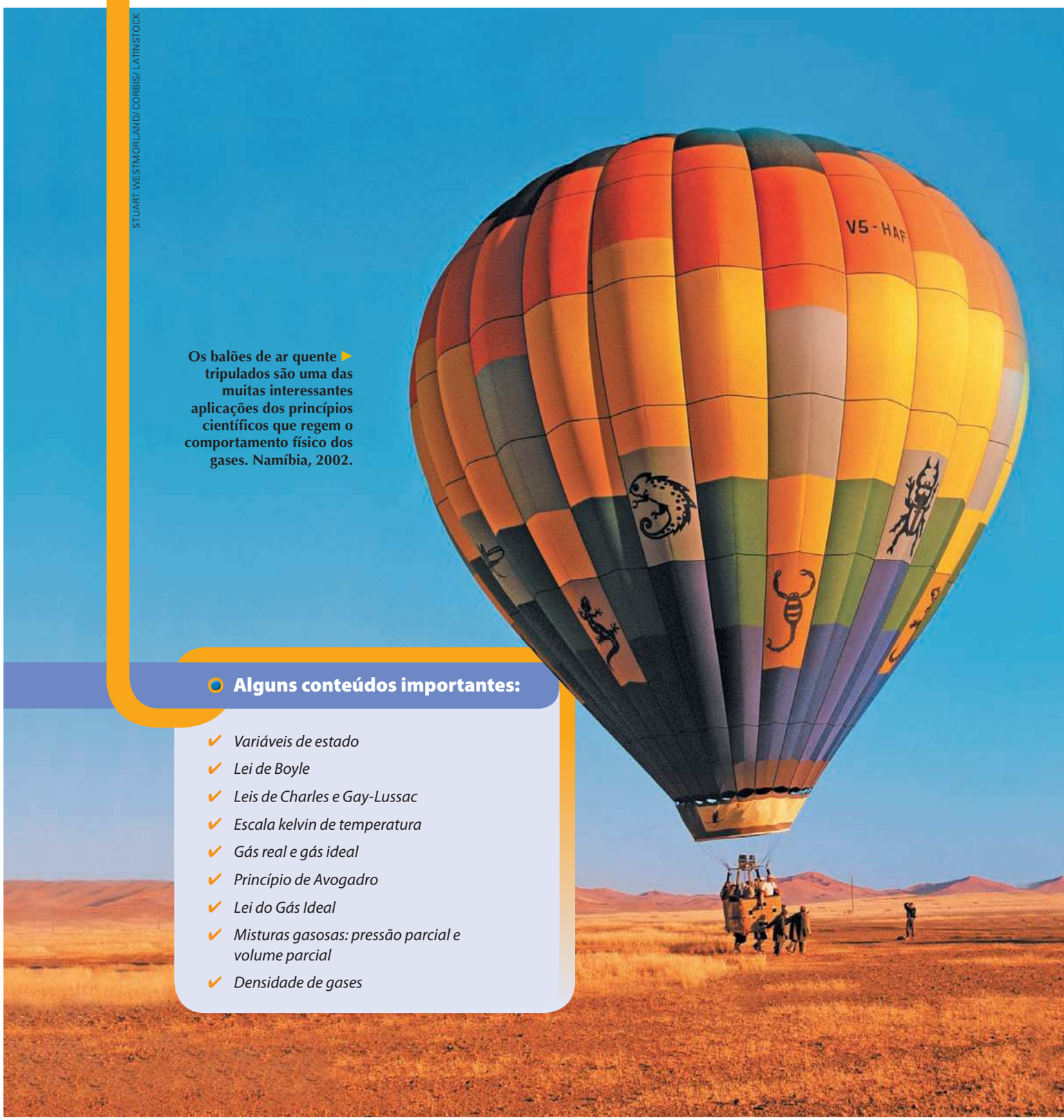
Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 14

O comportamento físico dos gases



STUART WESTMORLAND/ CORBIS/ LATINSTOCK

Os balões de ar quente ▶ tripulados são uma das muitas interessantes aplicações dos princípios científicos que regem o comportamento físico dos gases. Namíbia, 2002.

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Variáveis de estado*
- ✔ *Lei de Boyle*
- ✔ *Leis de Charles e Gay-Lussac*
- ✔ *Escala kelvin de temperatura*
- ✔ *Gás real e gás ideal*
- ✔ *Princípio de Avogadro*
- ✔ *Lei do Gás Ideal*
- ✔ *Misturas gasosas: pressão parcial e volume parcial*
- ✔ *Densidade de gases*

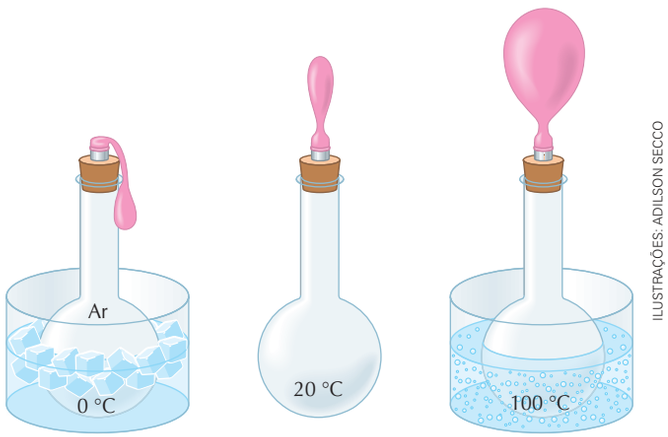
O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- pressão
- temperatura
- gás
- absorção de calor
- volume
- densidade constante



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Neste capítulo vamos conhecer algumas propriedades do estado gasoso.

O estudo dos gases proporciona excelentes exemplos de aplicação do método científico, ilustrando como a observação das regularidades da natureza por meio de experiências de laboratório conduz às leis e como estas podem, por sua vez, ser explicadas por meio de teorias e de modelos microscópicos.

Você vai conhecer leis que permitem prever o comportamento dos gases diante das mudanças de pressão, de volume e de temperatura.

Entre essas leis está a **Lei do Gás Ideal**, que, por meio de um curto enunciado matemático, resume a relação entre a pressão, o volume, a temperatura e a quantidade, em mols, de uma amostra gasosa.

Você também conhecerá uma importante ideia desenvolvida pelo italiano Amedeo Avogadro, denominada **Princípio de Avogadro**, que abriu caminho para grandes progressos na Química e conduziu, entre outras coisas, à possibilidade de determinar a Constante de Avogadro (que, apesar de não ter sido determinada por esse cientista, tem esse nome em homenagem a ele).

Tendo estudado o capítulo, espera-se que você seja capaz de justificar alguns fatos interessantes envolvendo o estado gasoso da matéria, como por exemplo:

- por que em dias quentes é mais fácil um pneu velho e desgastado estourar do que em dias frios;
- o que mantém um balão no alto, seja ele um balão de ar quente ou um balão preenchido com hélio ou hidrogênio;
- por que a fumaça sobe;
- por que uma bexiga de gás pode estourar com maior facilidade quando sobe na atmosfera.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1 Considerações iniciais

1.1 Substâncias gasosas nas condições ambientes são moleculares

As substâncias podem ser fundamentalmente de três tipos: iônicas, moleculares ou metálicas, como vimos anteriormente. Nas condições ambientes, as substâncias iônicas e as metálicas (exceto o mercúrio) são sólidas. Porém, entre as substâncias moleculares, encontramos as que são sólidas, as que são líquidas e as que são gasosas nas condições ambientes.

Assim, se uma determinada substância é gasosa nas condições ambientes, podemos deduzir que ela é formada por moléculas (isso inclui os gases nobres, cujas moléculas são formadas por apenas um átomo).

No estado gasoso, as moléculas encontram-se muito mais separadas umas das outras do que nos estados líquido e sólido. Isso ocorre porque a coesão entre as moléculas no estado gasoso é muito pequena. Essa é a explicação científica para o fato de uma mesma massa de uma substância molecular ocupar um volume muitíssimo maior no estado gasoso do que nos estados líquido e sólido.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

MOLÉCULAS A 350 m/s!

Considere o gás oxigênio, O_2, a 25 °C e pressão igual à da atmosfera ao nível do mar. Evidências científicas indicam que a distância média entre as moléculas é aproximadamente quinze vezes o tamanho da molécula. As moléculas movimentam-se com velocidades da ordem de 350 m/s e colidem com outras a cada 10^{-9} s, em média. Entre duas colisões sucessivas, uma molécula percorre, em linha reta, algo entre cem e mil vezes o seu tamanho.

HENRYK T. KAISER/AGE/KEYSTOCK/KEYSTONE

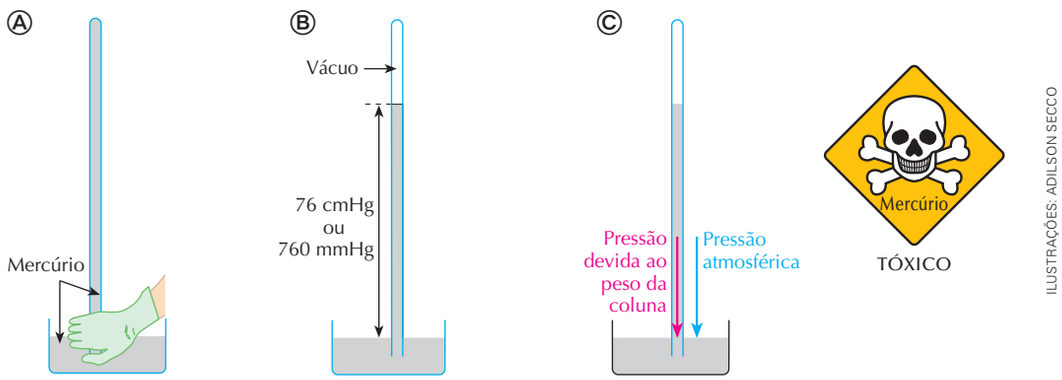
▲ Apenas para comparar, se uma molécula do gás mencionado no texto deste quadro fosse do tamanho de uma bola de tênis com 6,5 cm de diâmetro, estaria em média a 1 m de distância das vizinhas e percorreria de 6,5 m a 65 m antes de colidir com outra.

1.2 A experiência de Torricelli e a unidade de pressão *mmHg*

Em 1643, o matemático e físico italiano Evangelista Torricelli realizou a seguinte experiência: encheu um tubo de vidro (com cerca de 1 m de comprimento) com mercúrio, tapou sua extremidade com o dedo (figura Ⓐ) e a destapou dentro de uma tigela também contendo mercúrio. Notou que o mercúrio começou a descer, até se estabilizar, como mostra a figura Ⓑ, que se refere ao experimento feito em local **ao nível do mar**.

O que fez o mercúrio descer? A resposta é simples: foi seu próprio peso. Por que ele chega a um ponto em que para de descer? No momento em que a coluna de mercúrio se estabiliza, atinge-se uma situação de equilíbrio entre a pressão decorrente do peso da coluna, que força o mercúrio a sair do tubo, e a **pressão atmosférica**, que o força a entrar, como ilustra a figura Ⓒ.

Por meio dessa experiência, Torricelli comprovou que a atmosfera exerce pressão e percebeu que a pressão atmosférica pode ser medida por meio da altura da coluna de mercúrio sustentada por ela. Estava criada a primeira unidade para medir pressão: a altura, em milímetros, de uma coluna de mercúrio, simbolizada por **mmHg**. A montagem mostrada na figura Ⓒ é conhecida como **barômetro de Torricelli**.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

• ATENÇÃO

O mercúrio é um metal tóxico e de efeito cumulativo no corpo humano. Seus vapores são facilmente absorvidos pelo organismo, razão pela qual NÃO SE RECOMENDA a realização do experimento de Torricelli.

A figura Ⓑ mostra que a pressão atmosférica ao nível do mar é 760 mmHg. Se a experiência de Torricelli for repetida no alto de uma montanha, a altura da coluna de mercúrio será menor que 760 mm, o que revela que a pressão atmosférica nesse local é menor que 760 mmHg.

De modo geral, verifica-se que, à medida que a altitude aumenta, a pressão atmosférica diminui, o que é evidenciado pela diminuição da altura da coluna de mercúrio no barômetro de Torricelli.

Na verdade, o valor da pressão atmosférica é uma decorrência da quantidade de ar que existe acima da localidade, o que aparece esquematizado no gráfico da página seguinte.

Em homenagem a Torricelli, o mmHg é também simbolizado por **torr**:

1 mmHg = 1 torr

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

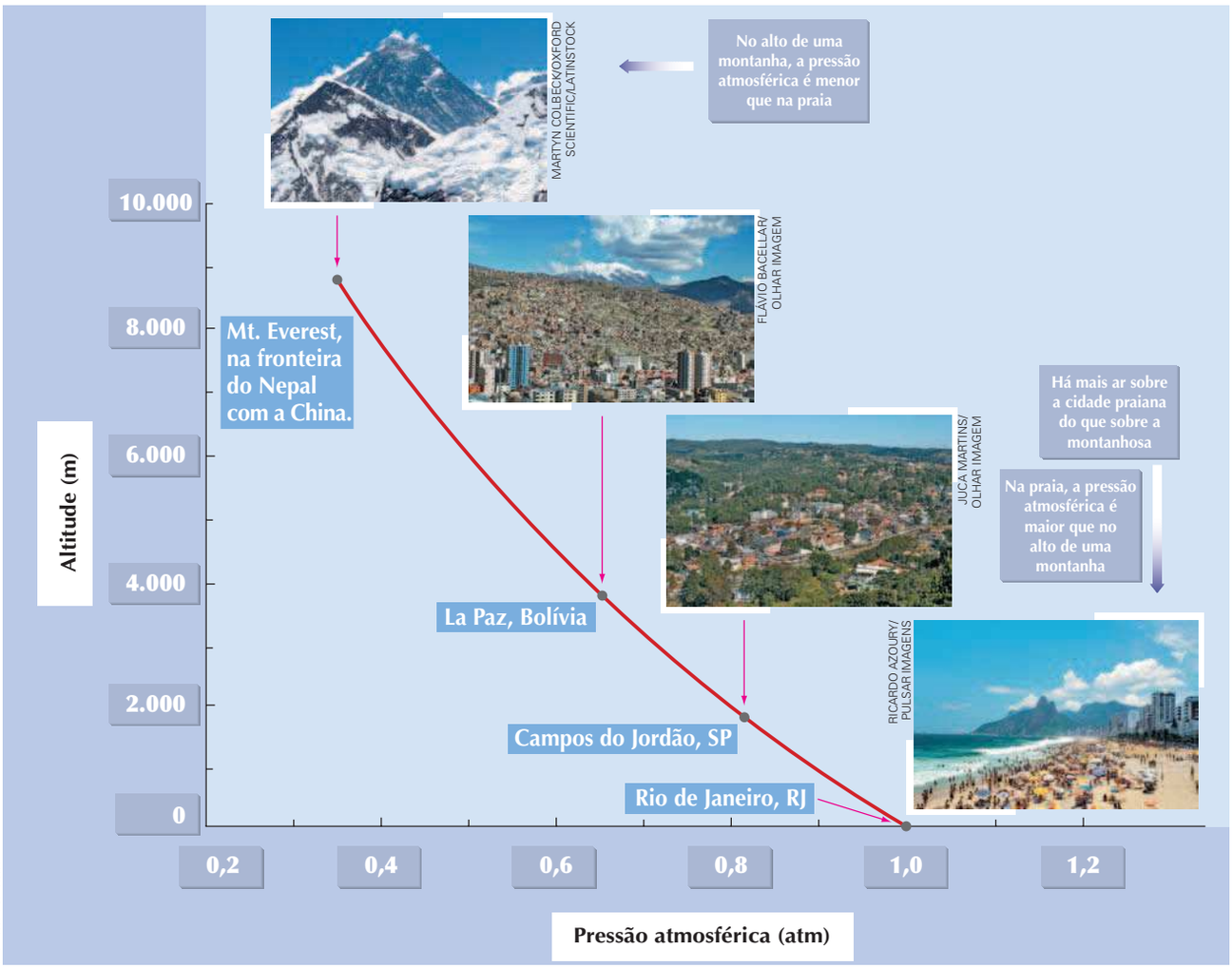
1.3 A unidade de pressão *atmosfera*

Ao nível do mar, a pressão atmosférica média é de 760 mmHg. Esse valor serviu de base para a definição de uma outra unidade para expressar pressão, a **atmosfera**, simbolizada por **atm**. A pressão de uma atmosfera (1 atm) equivale à pressão de 760 mmHg. Assim:

$$1\ \text{atm} = 760\ \text{mmHg}$$

Os significados da palavra atmosfera

Você não deve confundir os significados da palavra **atmosfera**, quando usada em Ciência. Essa palavra pode referir-se ao meio gasoso que envolve um certo planeta (por exemplo, a atmosfera terrestre, a atmosfera do planeta Marte etc.), mas também é usada como o nome de uma unidade de pressão.



Fonte: Gráfico elaborado a partir de dados de WEINECK, J. *Biologia do Esporte*. 7. ed. Barueri: Manole, 2005. p. 663.

1.4 A unidade de pressão *pascal*

A **pressão** é uma grandeza conceituada em Física como sendo o resultado da divisão da força que atua perpendicularmente a uma superfície dividida pela área dessa superfície. Assim, por exemplo, seus pés exercem uma pressão sobre o solo, que pode ser calculada dividindo-se a força aplicada por seu corpo ao solo pela área de contato entre seus pés e o solo.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

No SI (Sistema Internacional de Unidades), a força é expressa em **newton** (N) e a área é expressa em **metro quadrado** (m^2).

Surge, da definição de pressão, a unidade do SI para expressar essa grandeza: **newton por metro quadrado** (N/m^2), que é chamada de **pascal** e simbolizada por **Pa**.

Na prática, é muito usado o quilopascal (kPa), que corresponde a 10^3 Pa.

Verifica-se experimentalmente que 1 atm equivale a 101,3 kPa.

$$1\ N/m^2 = 1\ \text{pascal} = 1\ Pa$$

$$1\ atm = 760\ mmHg = 101{,}3\ kPa$$

▲ Blaise Pascal (1623-1662), matemático e cientista francês, a quem a unidade de pressão pascal (Pa), do Sistema Internacional, homenageia. Óleo sobre tela de Philippe de Champaigne, século XVII. Coleção particular.

1.5 Variáveis de estado

A expressão **estado de um gás** designa a situação em que esse gás se encontra, ou seja, como ele "está". Especificar o estado de um gás significa dizer qual é o valor:

- de sua pressão (P);
- de sua temperatura (T);
- de seu volume (V).

Dizemos que P, T e V são **variáveis de estado**.

Três unidades relevantes de pressão foram comentadas anteriormente.

Quanto à temperatura, estamos habituados a expressá-la em graus Celsius (símbolo: °C). Mais adiante conheceremos uma escala de temperatura mais útil para certos estudos científicos, a escala kelvin.

As unidades de volume mais relevantes (cm^3, mL, dm^3, L e m^3), bem como a maneira de interconvertê-las, foram apresentadas no capítulo 2. Recordando:

$$1\ dm^3 = 1\ L = 10^3\ mL = 10^3\ cm^3$$

$$1\ m^3 = 10^3\ L$$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

1. Expresse a pressão de 190 mmHg na unidade atm.

Resolução

Em mmHg		Em atm
760 mmHg	———	1 atm
190 mmHg	———	x

$\Rightarrow$ $x = 0{,}25$ atm

2. O pneu de um automóvel foi calibrado com 1.520 mmHg. Expresse essa pressão em:

a) atm; **b)** kPa; **c)** torr.

3. A pressão atmosférica no alto do Monte Kilimanjaro, o ponto mais alto da África, a 5.000 m de altitude, é cerca de 0,5 atm. Expresse essa pressão em:

a) kPa; **c)** torr.

b) mmHg;

4. Um balão publicitário, enchido com hélio, tem volume interno de 10 m^3. Expresse esse volume em:

a) L; **c)** mL;

b) dm^3; **d)** cm^3.

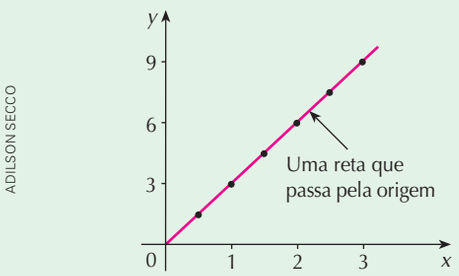
5. O volume interno de um balão de festa é 5 L. Expresse esse volume em mL e em cm^3.

CONSIDERAÇÕES MATEMÁTICAS SOBRE PROPORÇÃO DIRETA E PROPORÇÃO INVERSA

Considere os seguintes pares de dados:

y	x
1,5	0,5
3	1
4,5	1,5
6	2
7,5	2,5
9	3

Perceba que, se x duplica, y também duplica; se x triplica, o mesmo acontece com y; se x é dividido por 2, y também é. Dizemos que duas grandezas, nessas condições, são **grandezas diretamente proporcionais**. Colocando esses valores em um gráfico, obtemos uma reta que passa pela origem, isto é, pelo ponto (0, 0).



ADILSON SECCO

Podemos expressar a proporção direta entre duas grandezas, x e y, do seguinte modo:

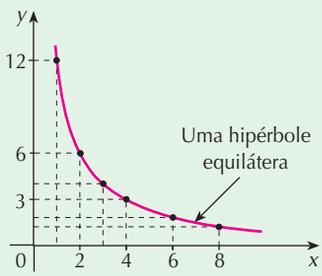
$$\frac{y}{x} = k \quad \text{ou} \quad y = k \cdot x$$

em que "k" representa um valor numérico constante.

Considere, agora, um outro exemplo:

y	x
12	1
6	2
4	3
3	4
2	6
1,5	8

Perceba que, nesse caso, se x duplica, y fica dividido por 2; se x triplica, y fica dividido por 3. Quando x é dividido por 2, y fica duplicado. Dizemos que x e y são **grandezas inversamente proporcionais**. Colocando esses valores em um gráfico, obtemos uma curva chamada de hipérbole equilátera.



ADILSON SECCO

A proporção inversa entre duas grandezas, x e y, pode ser expressa matematicamente da seguinte forma:

$$x \cdot y = k \quad \text{ou} \quad y = \frac{k}{x}$$

em que "k" representa um valor numérico constante.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2 Transformações envolvendo massa fixa de gás

2.1 Transformações isotérmicas e Lei de Boyle

Considere uma investigação utilizando um recipiente fechado provido de êmbolo (uma "tampa" bem justa que pode deslizar sem atrito) sobre o qual são colocados objetos de pesos conhecidos.

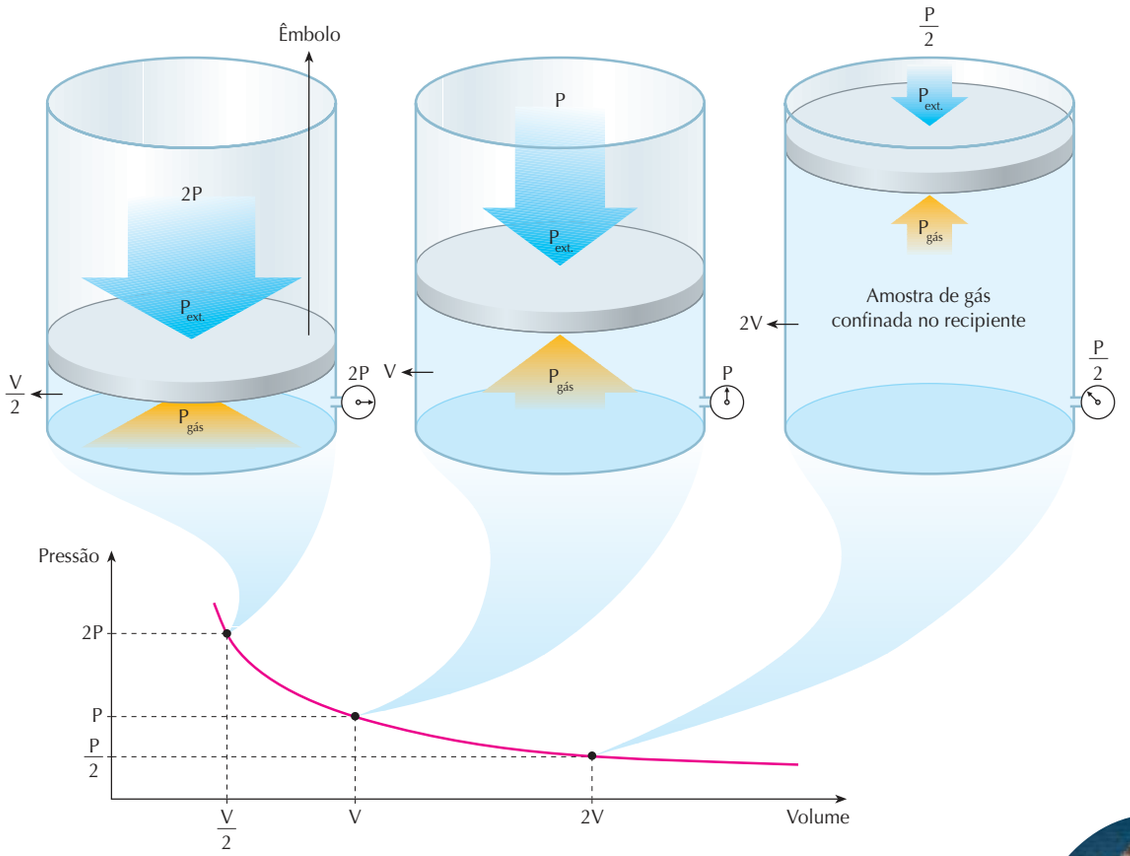
Mantendo-se constante a temperatura do gás, para cada peso diferente colocado sobre o êmbolo é anotado o respectivo volume. Verifica-se que, quanto maior for o peso colocado, menor será o volume e maior a pressão lida no manômetro, conforme ilustram as figuras esquemáticas da página seguinte.

Com os valores anotados para pressão e volume pode-se construir um gráfico da pressão do gás em função do volume, como o que aparece na página seguinte.

Repetindo essa experiência com diferentes amostras de diversos gases, mas sempre mantendo a amostra de gás confinada e a temperatura constante, verifica-se que o aspecto do gráfico é o mesmo.

A curva que aparece no gráfico a seguir é uma hipérbole equilátera. Isso evidencia que:

> Mantendo-se a temperatura constante, a pressão e o volume de uma amostra de gás variamd em odoi nversamentep roporcional,f atoc onhecidoc omo **Lei de Boyle**.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Matematicamente podemos expressar essa lei da seguinte maneira:

$$P \cdot V = \text{constante} \quad \text{ou} \quad P \cdot V = k$$

em que "k" representa um valor numérico constante.

Podemos também dizer que:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$ **Lei de Boyle**

em que os índices 1 e 2 representam os estados inicial e final de uma **transformação isotérmica**, ou seja, uma transformação que ocorre a uma temperatura constante. (*Isotérmica* vem do grego *iso*, "mesmo", e *termos*, "calor".)

Validade da equação

A equação matemática $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$ expressa uma lei natural, ou seja, a generalização de uma regularidade observada. Essa equação se aplica:

- a substâncias no estado gasoso, cuja quantidade permaneça inalterada;
- com T permanecendo constante;
- com P na mesma unidade em ambos os membros;
- com V na mesma unidade em ambos os membros.

SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Robert Boyle (1627-1691). Nascido na Irlanda, prestou apreciável contribuição ao início da Química como ciência propriamente dita. Sua famosa lei foi publicada em 1660 e seu livro *The Sceptical Chymist*, em 1680. A Boyle devemos a distinção entre composto e elemento químico, tendo sido ele um dos primeiros a definir reação química. Gravura colorizada de George Vertrec. Biblioteca Nacional de Medicina, Maryland, EUA.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Vejamos um exemplo de aplicação da ideia que está por trás dessa lei.

É provável que você já tenha visto alguém soltar um balão de borracha preenchido com hélio, desses comprados em parques de diversão ou em centros de compras, para vê-lo subir ao ar livre. Entretanto, ao chegar a uma certa altura (muitas vezes ainda ao nosso alcance visual), ele estoura. Por que isso ocorre?

Considerando que a temperatura do gás contido no balão seja constante durante a subida, podemos aplicar a Lei de Boyle. Quanto maior for a altitude, menor será a pressão sobre o balão e, consequentemente, maior o volume. Assim, o balão irá inchando até estourar.

2.2 Mais uma vez, leis, teorias e modelos. É o método científico!

No capítulo 1, comentamos que os cientistas utilizam um método organizado para estudar a natureza: o método científico.

Uma das características desse método é fazer observações criteriosas ao realizar experimentos e, uma vez que tenha sido observada alguma regularidade, enunciá-la por meio de palavras e/ou equações matemáticas.

O irlandês Robert Boyle descobriu, no século XVII, uma regularidade da natureza, que pode ser enunciada com palavras ou com uma equação matemática. O enunciado de uma regularidade natural é uma **lei**.

Em palavras: **Para uma massa fixa de gás a uma dada temperatura constante, a pressão e o volume são inversamente proporcionais.**

Em equação: $P \cdot V = \text{constante}$ ou $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

Após enunciar uma lei, os cientistas geralmente tentam explicá-la. Uma proposta de explicação para uma ou mais leis é uma **teoria**. E quando uma teoria envolve entidades a que não temos acesso direto (por exemplo, as moléculas, que não são visíveis nos microscópios usuais), então ela se faz acompanhar de um **modelo**, ou seja, de como imaginamos que seja aquilo a que não temos acesso direto.

A começar de agora, veremos propostas de explicação para o comportamento dos gases associadas a um modelo em nível molecular.

2.3 Interpretação molecular da pressão de um gás

A **pressão de um gás** é decorrente das colisões de suas moléculas com a parede do recipiente que contém esse gás.

O movimento das moléculas de um gás pode ser comparado ao de bolas de bilhar. Durante uma partida, essas bolas:

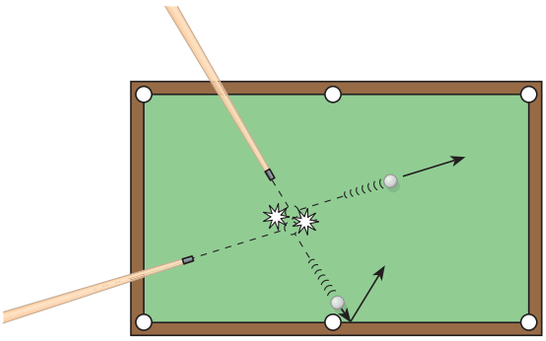
- se movem em linha reta;
- colidem umas com as outras;
- colidem com as laterais da mesa.

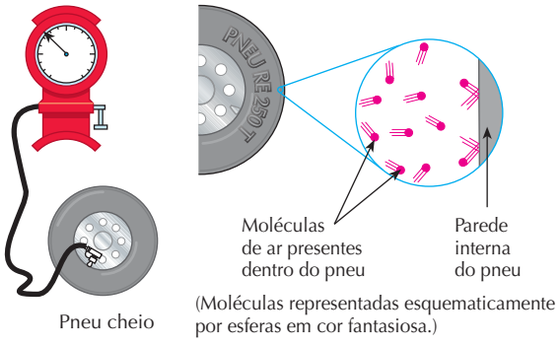
Contudo há uma diferença entre o movimento das moléculas de gás e o das bolas de bilhar. Após algum tempo, as bolas cessam seu movimento, e as moléculas não. Se isso acontecesse, um pneu murcharia sozinho algum tempo depois de calibrado.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

As bolas de bilhar em movimento estão submetidas ao atrito contra o pano da mesa e contra o ar. Isso faz com que elas, aos poucos, tenham o seu movimento amortecido.

Já as moléculas estão em movimento perpétuo porque não são bolinhas rolando sobre uma superfície (uma superfície é formada por moléculas!) e também não estão submetidas ao atrito contra o ar (entre as moléculas não há nada, ou seja, é espaço vazio, vácuo!).





Pneu cheio

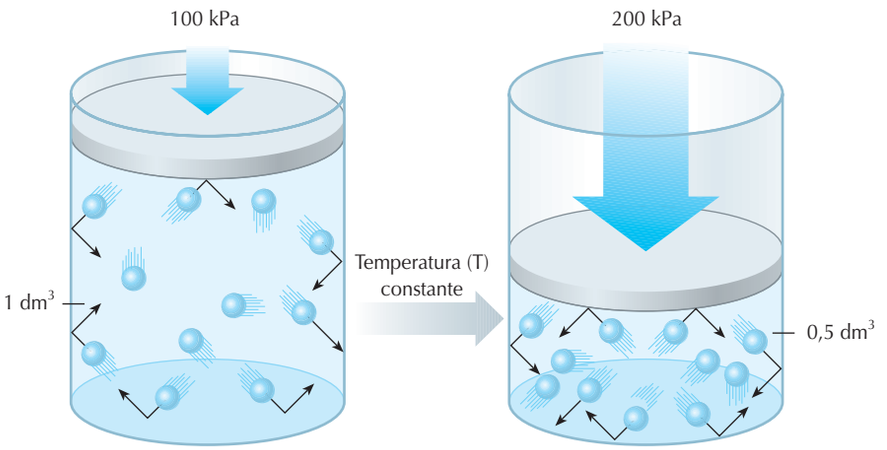
(Moléculas representadas esquematicamente por esferas em cor fantasiosa.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

2.4 Interpretação molecular de uma transformação isotérmica

Podemos usar o modelo que acabamos de apresentar para interpretar, do ponto de vista microscópico, a Lei de Boyle.

Quanto menor for o volume, maior o número de colisões das moléculas com as paredes do recipiente. Assim, a diminuição do volume acarreta aumento na pressão do gás, como esquematizado a seguir.



◀ Quando o volume se reduz, as moléculas de uma amostra gasosa ficam confinadas num espaço menor. Por isso, colidem com mais frequência com as paredes do recipiente, o que acarreta aumento da pressão. (Moléculas representadas esquematicamente por esferas em cor fantasiosa e fora de proporção.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

6. Uma amostra de gás nitrogênio está submetida a 0,3 atm em um recipiente de 2,0 L. Mantendo-se a temperatura fixa, o volume é alterado até a pressão atingir 1,2 atm. Qual é o volume final?

Resolução

Estão satisfeitas as condições para usar a Lei de Boyle.

Com $P_1 = 0{,}3$ atm, $V_1 = 2{,}0$ L e $P_2 = 1{,}2$ atm, temos:

$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

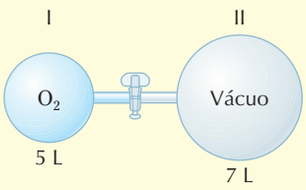
$0{,}3 \text{ atm} \cdot 2{,}0 \text{ L} = 1{,}2 \text{ atm} \cdot V_2 \Rightarrow \boxed{V_2 = 0{,}5 \text{ L}}$

7. Se uma amostra de gás, submetida a temperatura constante, tem o seu volume triplicado, o que acontece com a pressão?

Exercício Resolvido

8. (Uece) A figura mostra dois balões interligados por uma torneira. A interligação tem volume desprezível e no balão I a pressão é de 3 atm.

ADILSON SECCO



Abrindo a torneira e mantendo a temperatura constante, a pressão final do sistema será de:

a) 1,25 atm. **c)** 7,20 atm.
b) 0,80 atm. **d)** 2,14 atm.

Resolução

Aplicando a Lei de Boyle ao gás oxigênio (1 indica situação inicial e 2 indica situação final):

$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

$3 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L} = P_2 \cdot 12 \text{ L}$

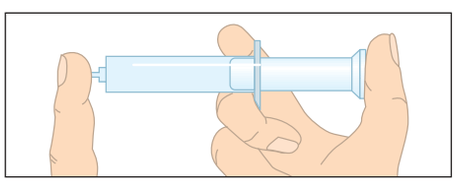
$P_2 = 1{,}25 \text{ atm}$

Alternativa **a**.

9. Uma amostra de gás oxigênio está num recipiente de 5,0 L e sua pressão é 130 kPa. Se, isotermicamente, essa amostra é comprimida até o volume de 0,5 L, qual será sua pressão final?

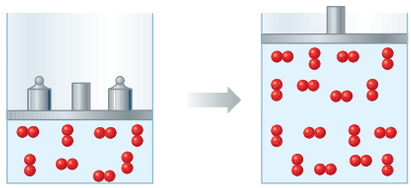
10. A figura mostra uma seringa **nova e sem agulha** na qual está confinado um pouco de ar. Admitindo que a temperatura permaneça constante, o que se deve fazer com o êmbolo para que a pressão interna duplique? Que lei científica você usou?

ADILSON SECCO

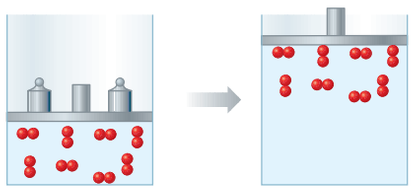


11. (PUC-SP) Uma amostra de gás oxigênio (O_2) a 25 °C está em um recipiente fechado com um êmbolo móvel. Indique qual dos esquemas abaixo melhor representa um processo de expansão isotérmica.

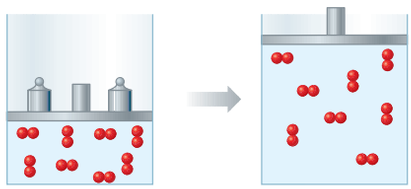
a)



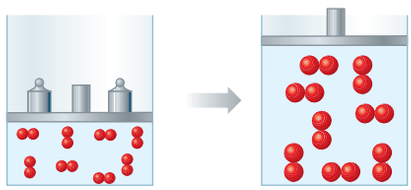
b)



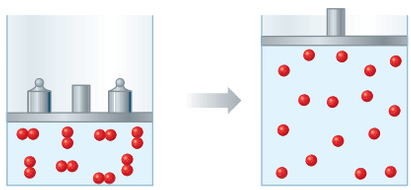
c)



d)



e)



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

12. (UFRN) Reduzindo-se à metade a pressão exercida sobre 150 cm^3 de ar, o novo volume, à temperatura constante, será, em cm^3:

a) 75 **c)** 300 **e)** 1.500
b) 150 **d)** 750

13. (Uneb-BA) Um balão-propaganda cheio de gás hélio, ao nível do mar, ocupa um volume de 250 L. Seu volume, após lançamento, numa altitude de 3.000 m (obs.: admitindo-se que a temperatura tenha se mantido constante):

a) será menor, pois a pressão externa aumenta com a altitude.
b) será maior, pois a pressão externa diminui com a altitude.
c) permanecerá constante, pois a pressão não varia com a altitude.
d) permanecerá constante, pois a temperatura se manteve constante.
e) será maior, pois a pressão externa aumenta com a altitude.

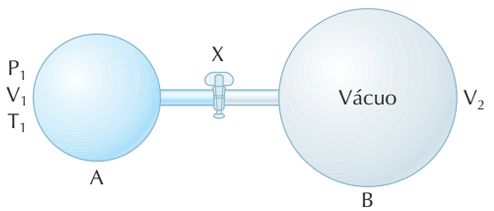
14. (PUC-RS) De acordo com a Lei de Robert Boyle (1660), para proporcionar um aumento na pressão de uma determinada amostra gasosa numa transformação isotérmica, é necessário:

a) aumentar o seu volume.
b) diminuir a sua massa.
c) aumentar a sua temperatura.
d) diminuir o seu volume.
e) aumentar a sua massa.

15. (Unirio-RJ) Você brincou de encher, com ar, um balão de gás, na beira da praia, até um volume de 1 L e o fechou. Em seguida, subiu uma encosta próxima carregando o balão, até uma altitude de 900 m, onde a pressão atmosférica é 10% menor do que a pressão ao nível do mar.
Considerando que a temperatura na praia e na encosta seja a mesma, o volume de ar no balão, em L, após a subida, será de:

a) 0,8
b) 0,9
c) 1,0
d) 1,1
e) 1,2

16. (UFRGS-RS) Um mol de gás ideal confinado no recipiente A de volume V_1 expande para o recipiente B de volume $V_2 = 2V_1$ ao ser aberta a válvula X. Veja o diagrama abaixo.

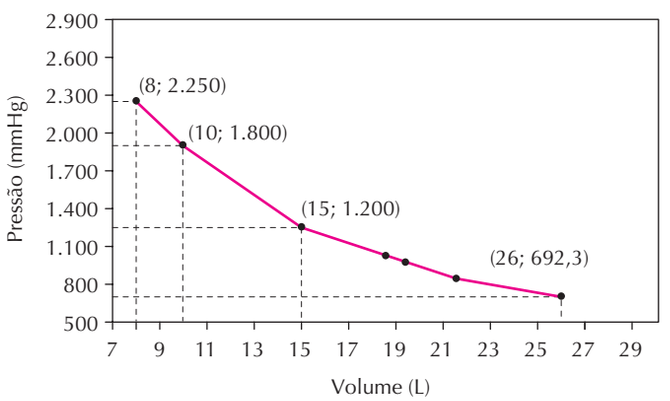


ADILSON SECCO

Se o processo ocorreu isotermicamente, pode-se afirmar que a pressão final do gás é:

a) $P_1/2$
b) $2P_1$
c) $P_1(V_1 + V_2)/2$
d) $P_1/3$
e) $3P_1$

17. (UFC-CE) O gráfico abaixo ilustra o comportamento referente à variação da pressão, em função do volume, de um gás ideal, à temperatura constante:



ADILSON SECCO

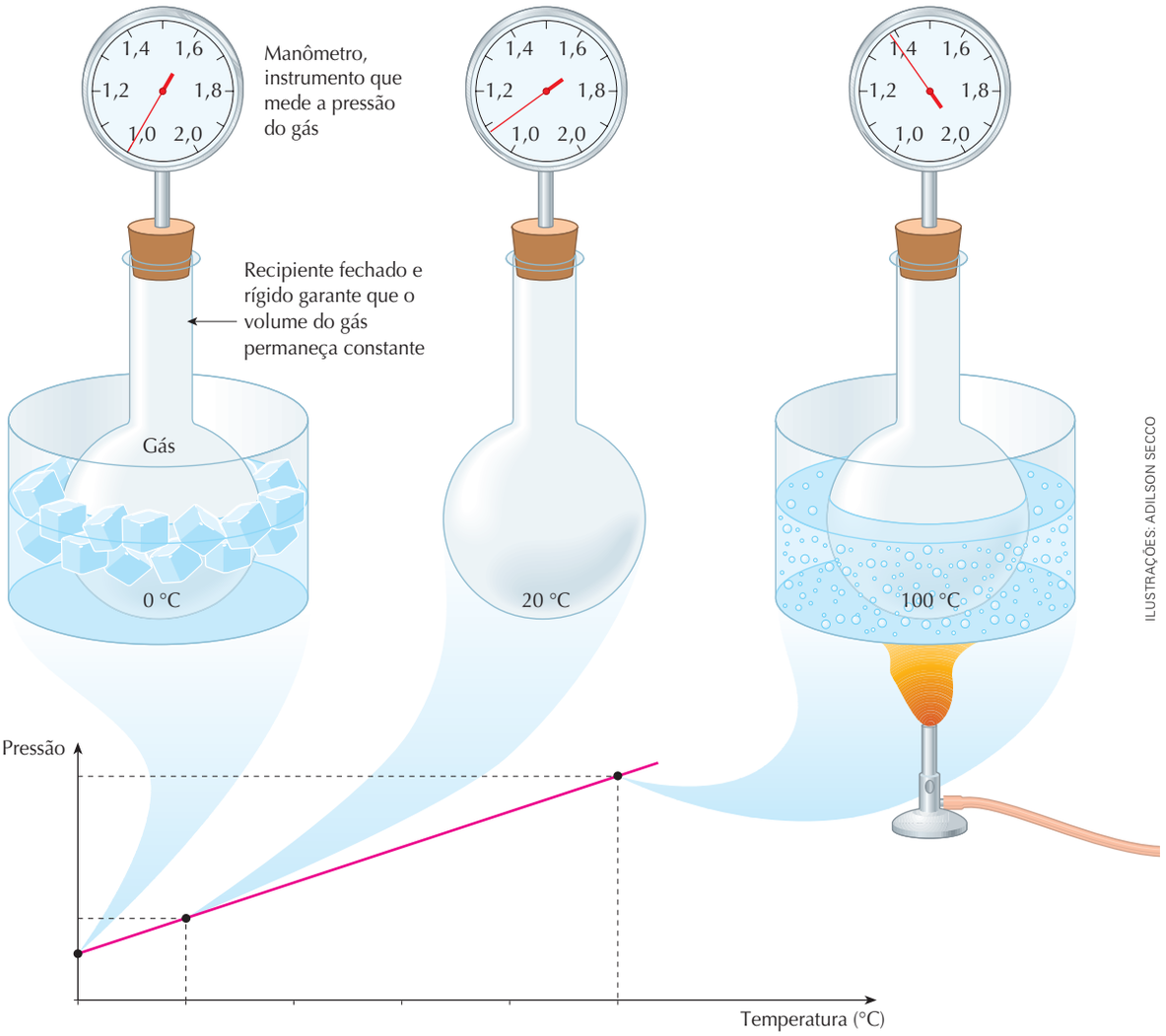
Analise o gráfico e indique a alternativa correta.

a) Quando o gás é comprimido nestas condições, o produto da pressão pelo volume permanece constante.
b) Ao comprimir o gás a um volume correspondente à metade do volume inicial, a pressão diminuirá por igual fator.
c) Ao diminuir a pressão a um valor correspondente a 1/3 da pressão inicial, o volume diminuirá pelo mesmo fator.
d) O volume da amostra do gás duplicará quando a pressão final for o dobro da pressão inicial.
e) Quando a pressão aumenta por um fator correspondente ao triplo da inicial, a razão P/V será sempre igual à temperatura.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.5 Transformações isocóricas

Uma amostra de gás é confinada em um recipiente indeformável, como o que aparece no desenho abaixo. A meta do experimento é medir a pressão dessa amostra gasosa em diferentes temperaturas. Para tanto, a temperatura da amostra é modificada sucessivas vezes e, em cada nova temperatura, é registrado o valor medido para a pressão.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Os valores de pressão e de temperatura obtidos foram colocados em um gráfico, cujo aspecto está esboçado acima.

O gráfico se refere a uma **transformação isocórica**, isto é, uma alteração que ocorre a volume constante. *Isocórica* vem do grego *iso*, "mesmo", e *coros*, "volume". Os termos **isovolumétrica** e **isométrica** são também usados como sinônimos de isocórica.

O resultado do experimento mostra que, **nesse tipo de transformação, um aquecimento provoca um aumento de pressão da amostra gasosa, e o resfriamento, uma diminuição de sua pressão**. Mais do que isso, o gráfico mostra que a variação da pressão em função da temperatura, expressa em graus Celsius, é linear, ou seja, o gráfico é uma linha reta.

Um pneu velho e desgastado, após rodar grandes distâncias em um dia quente, pode estourar. Como podemos explicar isso?

Ao rodar grandes distâncias, o pneu e o ar nele contido sofrem aquecimento. De acordo com o experimento que acabamos de analisar, isso acarreta aumento da pressão interna. Esse aumento pode prosseguir até que a parede do pneu, fragilizada devido ao desgaste, seja rompida.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

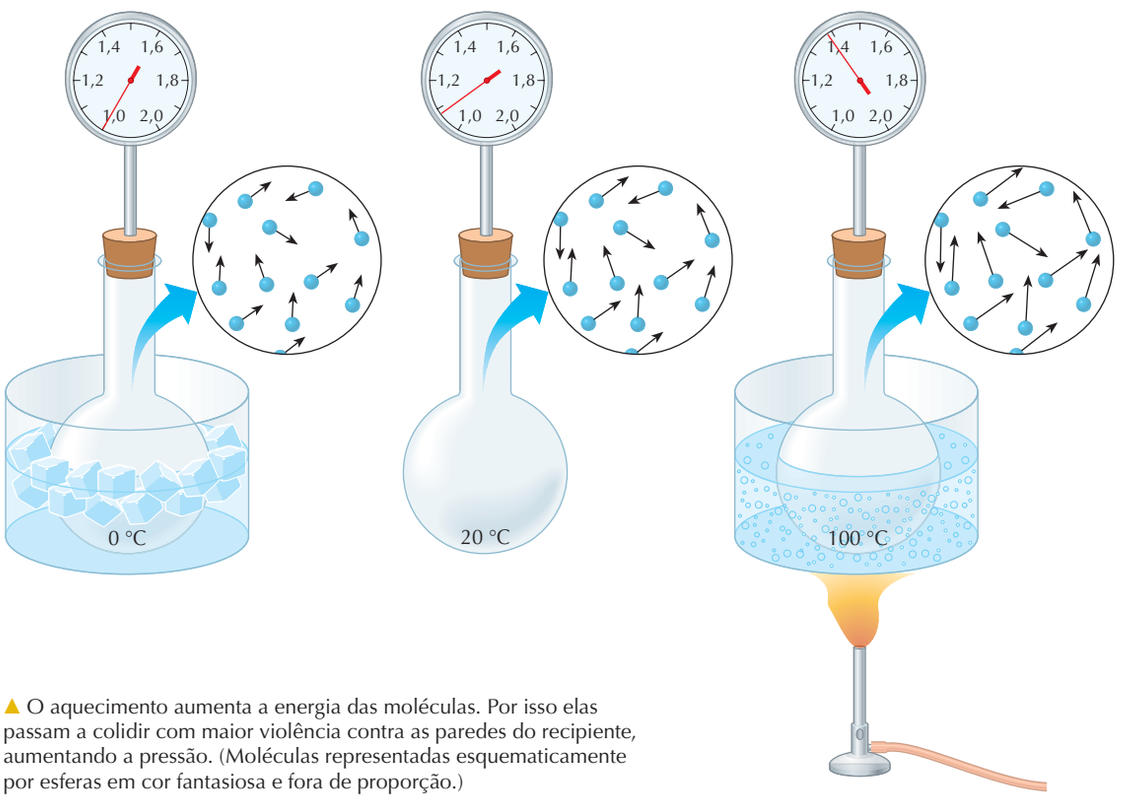
2.6 Interpretação microscópica de uma transformação isocórica

A temperatura é uma grandeza que pode ser medida com um instrumento macroscópico, o termômetro. Os cientistas consideram que a temperatura é uma manifestação da velocidade com que as moléculas de uma determinada substância se movimentam.

Quanto maior a temperatura de uma amostra de substância molecular, maior é a velocidade com que suas moléculas se movimentam. Aquecer essa amostra é transferir mais energia para suas moléculas e, consequentemente, provocar um aumento de velocidade em suas moléculas. E resfriar essa amostra é remover energia dela, fazendo com que suas moléculas se movimentem mais lentamente. A movimentação das moléculas é conhecida como agitação térmica*.

> A **temperatura** de uma substância molecular expressa o grau de agitação térmica das moléculas dessa substância.

Essa concepção microscópica de temperatura permite explicar o comportamento de um gás numa transformação isocórica. Quanto maior for o aquecimento, maior será a energia introduzida na amostra de gás e, em consequência, maior a velocidade das moléculas (veja o esquema abaixo). Assim, **o aquecimento faz com que as moléculas colidam com maior violência contra asp aredesi nternasd or ecipiente,a carretandooa umentod epr essão**.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

▲ O aquecimento aumenta a energia das moléculas. Por isso elas passam a colidir com maior violência contra as paredes do recipiente, aumentando a pressão. (Moléculas representadas esquematicamente por esferas em cor fantasiosa e fora de proporção.)

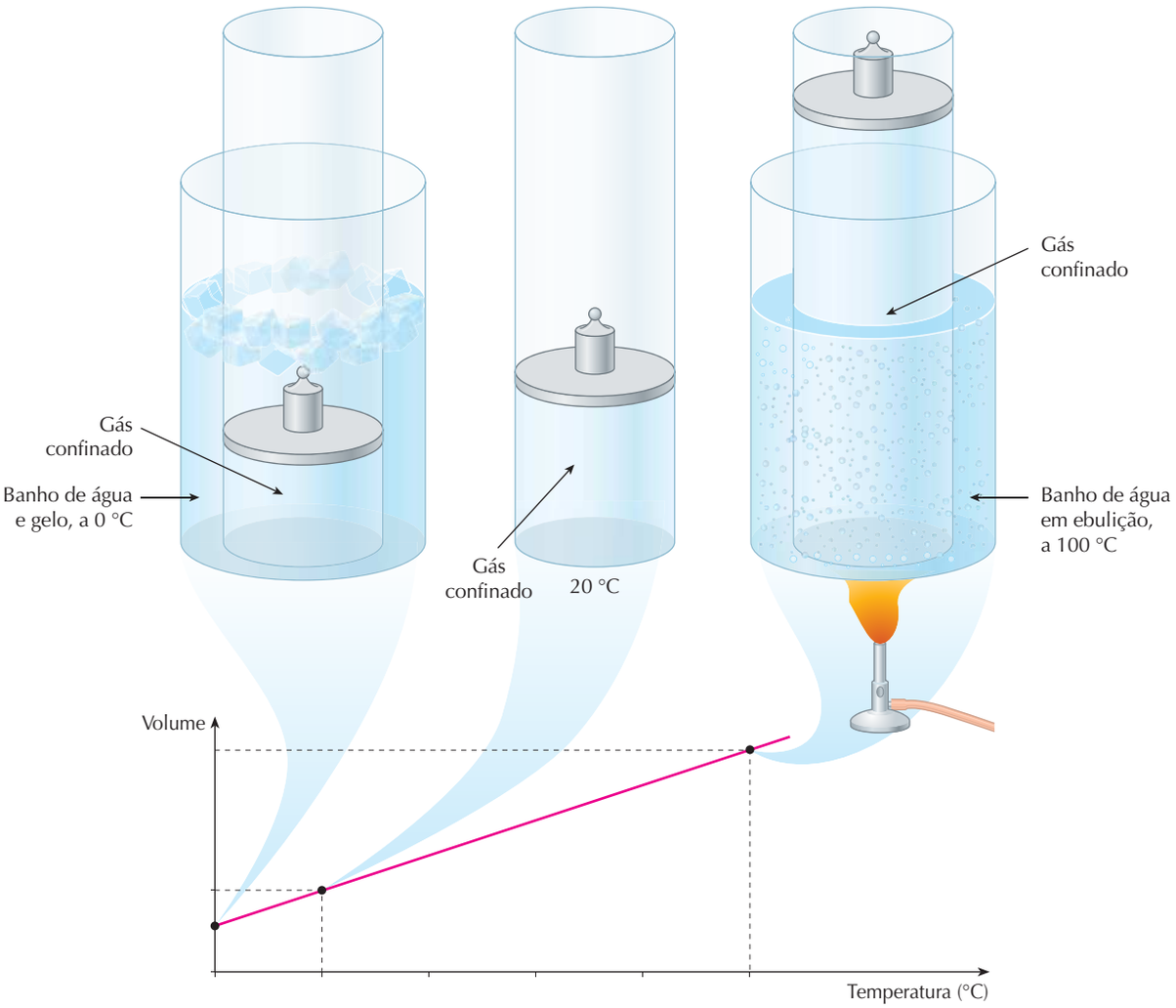
No caso do exemplo do pneu velho, ele pode estourar devido à violência das colisões moleculares do gás aquecido com sua parede interna.

* Como os gases são substâncias moleculares, o destaque aqui é dado para a relação entre temperatura e agitação térmica das moléculas. No caso de substâncias iônicas e de substâncias metálicas, a temperatura expressa, respectivamente, o grau de agitação térmica dos **íons** e dos **átomos** formadores dessas substâncias.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.7 Transformações isobáricas

Uma amostra de gás é confinada em um recipiente provido de êmbolo, como o que aparece no desenho abaixo. A meta do experimento é medir o volume dessa amostra gasosa em diferentes temperaturas, mantendo-se a pressão constante. A temperatura da amostra é modificada sucessivas vezes e, em cada nova temperatura, é registrado o valor medido para o volume.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Os valores de volume e de temperatura obtidos foram colocados num gráfico, cujo aspecto está esboçado acima.

Na experiência em questão, o gás está sofrendo uma **transformação isobárica**, ou seja, uma transformação em que a pressão permanece constante. (*Isobárica* vem do grego *iso*, "mesmo", e *baros*, "pressão".)

O experimento revela que o aquecimento provoca a expansão do gás, e o resfriamento, sua contração. A reta crescente que aparece no gráfico informa que o volume de uma amostra gasosa, mantida a pressão constante, varia linearmente com a temperatura expressa em graus Celsius.

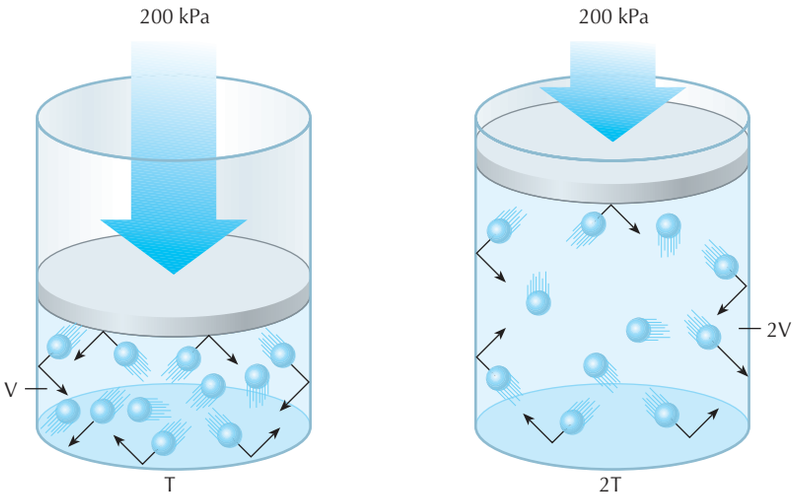
2.8 Interpretação microscópica de uma transformação isobárica

O aumento de temperatura aumenta a velocidade das moléculas. Se o volume fosse constante, a pressão aumentaria, como discutimos há pouco.

Contudo, para que a pressão permaneça constante, o aumento de volume faz com que uma molécula, em média, tenha de percorrer uma distância maior até atingir as paredes internas do recipiente.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Assim, podemos dizer que, **ao aquecer a amostra gasosa, o aumento da violência das colisões das moléculas contra as paredes internas do recipiente é compensado pela diminuição da frequência com que essas colisões ocorrem**. Dessa forma, **a pressão permanece constante**. Isso está esquematizado na figura abaixo.



ADILSON SECCO

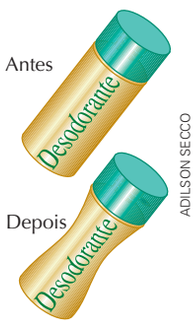
◀ O aumento do volume faz com que as moléculas percorram um caminho mais longo até colidir com as paredes do recipiente. Embora o aquecimento faça as moléculas se moverem mais rapidamente e se chocarem mais violentamente com a parede interna, o maior volume reduz a frequência dessas colisões. Assim, um fator compensa o outro e a pressão medida permanece constante. (Moléculas representadas esquematicamente por esferas em cor fantasiosa e fora de proporção.)

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

18. Em um dia quente uma pessoa usou um desodorante, fechou a embalagem plástica e guardou-a no armário do banheiro. Alguns dias depois, num dia frio, essa pessoa procurou pelo desodorante e surpreendeu-se ao ver que a embalagem estava murcha. Proponha uma explicação para esse fato.



ADILSON SECCO

19. Um balão de borracha foi amarrado na boca de uma "garrafa vazia", como mostra a figura Ⓐ. Essa garrafa foi colocada na água quente e observou-se o que está esquematizado na figura Ⓑ. Esperou-se a garrafa voltar à temperatura ambiente e, finalmente, gelo foi colocado ao seu redor. Observou-se o que aparece na figura Ⓒ.

ADILSON SECCO

a) A "garrafa vazia" estava realmente vazia?
b) Explique o comportamento do balão na figura Ⓑ.
c) Explique o comportamento do balão na figura Ⓒ.

20. Durante uma festa infantil, algumas bexigas (balões de borracha) que estavam penduradas próximo a uma lâmpada acesa estouraram. Proponha uma explicação para esse fato.

21. Uma garrafa plástica "vazia" de 2 L de refrigerante, bem fechada com a tampa de rosca, é colocada no interior do *freezer* (veja a foto ao lado), onde deverá permanecer por 4 horas. A seguir será retirada e colocada sobre a mesa.

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

A garrafa no início ▶ da experiência.

a) Faça uma previsão do que será observado após retirar a garrafa do *freezer*.
b) O resultado seria diferente se a garrafa estivesse sem tampa desde o começo? Explique por quê.
c) Faça essas experiências para verificar suas previsões.

22. Certos produtos são comercializados sob a forma de *spray* de aerossol, em embalagens metálicas. Nessas embalagens há, geralmente, alguma inscrição do tipo:

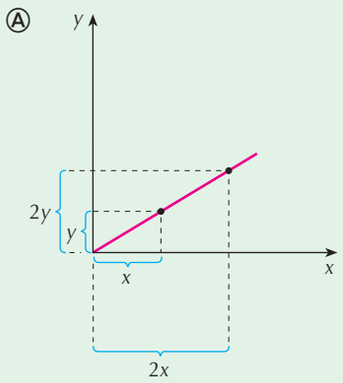
> Não coloque esta embalagem no fogo ou no incinerador, mesmo depois de terminado o produto.

Explique a razão desse aviso, deixando claro o risco que existe em contrariar a instrução nele expressa.

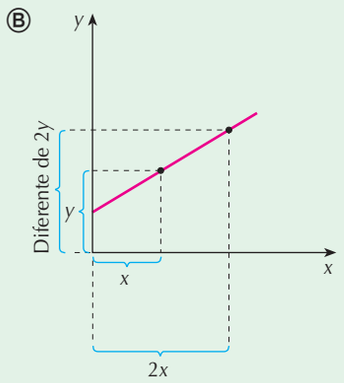
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ALGO MAIS SOBRE PROPORÇÕES DIRETAS

Considere os gráficos Ⓐ e Ⓑ. Nos dois casos vemos que, quando x aumenta, y também aumenta. Como em ambas as situações os gráficos são linhas retas, podemos dizer que, tanto em Ⓐ quanto em Ⓑ, y **varia linearmente** com x.



É um caso de proporção direta



Não é um caso de proporção direta

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Contudo apenas em Ⓐ podemos dizer que y é **diretamente proporcional** a x. Em Ⓑ isso não ocorre.

Para entender, basta perceber que no caso do gráfico Ⓐ, quando x duplica, y também duplica, ao passo que, no caso do gráfico Ⓑ, quando x duplica, y aumenta mas não chega a duplicar.

Resumindo, um gráfico da grandeza y em função da grandeza x que corresponda a uma linha reta expressa uma **variação linear**. Se, além de ser uma linha reta, o gráfico passar pela origem — ponto (0, 0) —, então, além de uma variação linear, o gráfico também expressará um caso de **proporção direta**.

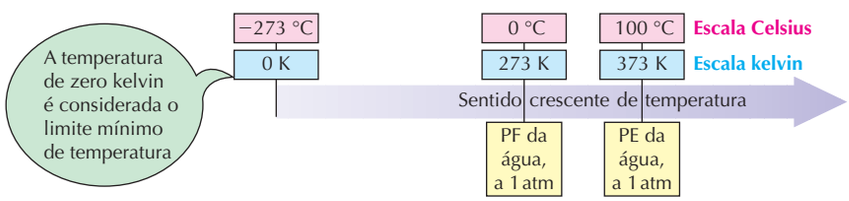
2.9 A escala kelvin de temperatura

Em 1851, o inglês William Thomson, mais tarde possuidor do título de lorde Kelvin, propôs **a escala kelvin de temperatura**, hoje também conhecida como **escala termodinâmica de temperatura** (expressa em kelvin, símbolo K). Os valores dessa escala estão relacionados com os da escala Celsius (símbolo °C) por meio do seguinte enunciado:

Em palavras: **A temperatura na escala termodinâmica (em kelvin, K) é igual ao valor da temperatura em graus Celsius (°C) acrescido de 273.**

Em equação: $T = t + 273$

O esquema abaixo compara algumas temperaturas em ambas as escalas.



ADILSON SECCO

ALBUM/AKG/LATINSTOCK

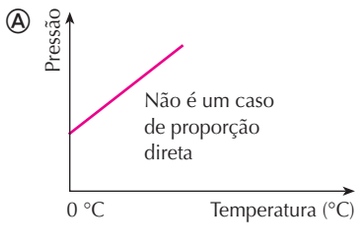
▲ William Thomson, lorde Kelvin (1824-1907). Fotografia de 1895. Coleção particular.

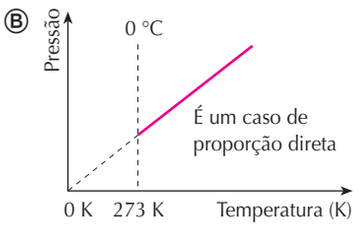
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

2.10 As Leis de Charles e Gay-Lussac

Em 1787, o francês Jacques Charles, interessado na construção de balões de ar quente, investigou o comportamento dos gases quando submetidos a variações de temperatura. Em 1802, outro francês, Gay-Lussac, formalizou os resultados de Charles na forma dos gráficos das transformações isocóricas e isobáricas que discutimos há pouco.

A escala kelvin de temperatura, proposta em 1851, tornou esses gráficos muito mais simples. Compare os gráficos Ⓐ e Ⓑ referentes a uma transformação isocórica.





ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Como você pode perceber, **a pressão é diretamente proporcional à temperatura em kelvins**, mas não à temperatura em graus Celsius. Trata-se de uma regularidade da natureza, que pode ser enunciada constituindo-se em uma lei.

Em palavras: **A pressão de uma amostra gasosa, mantida a volume constante, é diretamente proporcional à temperatura na escala kelvin.**

Em equação: $\frac{P}{T} = \text{constante}$ ou $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

Validade da equação

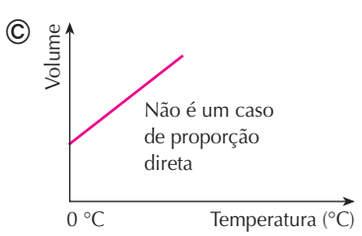
Essa última equação se aplica:

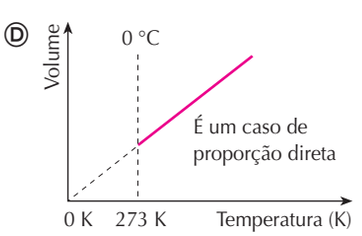
- a substâncias no estado gasoso, cuja quantidade permaneça inalterada;
- com V permanecendo constante;
- com P na mesma unidade em ambos os membros;
- com T na escala kelvin, obrigatoriamente.

Algo semelhante acontece com os gráficos relativos à transformação isobárica. Comparando os gráficos Ⓒ e Ⓓ, você pode perceber como **o volume é diretamente proporcional à temperatura na escala kelvin**. Assim, temos outra lei científica.

Em palavras: **O volume de uma amostra gasosa, mantida a pressão constante, é diretamente proporcional à temperatura na escala kelvin.**

Em equação: $\frac{V}{T} = \text{constante}$ ou $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$





ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Validade da equação

Essa última equação se aplica:

- a substâncias no estado gasoso, cuja quantidade permaneça inalterada;
- com P permanecendo constante;
- com V na mesma unidade em ambos os membros;
- com T na escala kelvin, obrigatoriamente.

Ambas as leis que acabamos de mostrar são conhecidas como **Leis de Charles e Gay-Lussac**.

◀ Jacques Alexandre Cesar Charles (1746-1823), químico francês famoso por seus experimentos com balões, foi o responsável pelo segundo voo tripulado em 1783. Para gerar o gás hidrogênio, com o qual o balão foi enchido, foram necessários cerca de 230 kg de ácido e 460 kg de ferro metálico. (O primeiro voo tripulado foi realizado por outro grupo, também em 1783, usando um balão de ar quente.) Óleo sobre tela de Joseph Boze, século XIX, Museu Lambinet, Versalhes, França.

◀ Joseph-Louis Gay-Lussac (1778--1850), cientista francês, contribuiu para a formação das bases da Química. Caracterizou o enxofre como elemento, foi o primeiro a isolar o boro, estudou o comportamento dos gases com relação ao aquecimento e também a participação desses gases em reações químicas, chegando à Lei Volumétrica que recebe seu nome (essa lei é mostrada no capítulo 15). Também forneceu contribuições para a Física, a Meteorologia e a Fisiologia. Assim como Jacques Charles, era adepto do balonismo, tendo atingido, num voo realizado em 1804, a altitude de 7 km (para colher amostras da atmosfera), recorde mantido por vários anos. Gravura extraída de "Cem Retratos de Homens Célebres", Bruxelas, 1920.

AS LEIS DOS GASES E A EMBOLIA GASOSA

Os dados a seguir ajudam a entender como as leis dos gases são importantes para os mergulhadores que usam cilindro de ar comprimido em seus mergulhos.

A densidade da água do mar é, em média, 1,03 g/cm^3. Sendo assim, através de cálculos, pode-se demonstrar que a pressão exercida pela coluna de água sobre um mergulhador que se encontra 10 metros abaixo da superfície corresponde a 1 atm. Dessa forma, a pressão exercida sobre o mergulhador nessa profundidade é o dobro da pressão atmosférica. Caso ele se encontre a 20 metros de profundidade, a pressão exercida sobre ele será o triplo da pressão atmosférica, e assim por diante.

Vejamos o que acontece com um mergulhador que se encontra a 10 metros de profundidade e resolve subir rapidamente à superfície sem respirar. Se a 10 metros de profundidade a pressão exercida sobre o mergulhador é duas vezes a da superfície, uma subida rápida faz com que haja uma descompressão brusca e consequentemente uma expansão do gás no interior dos pulmões, podendo romper as membranas desses órgãos e levá-lo à morte ou provocar uma **embolia gasosa**.

A embolia consiste no seguinte: o ar expandido no interior dos pulmões é empurrado para o interior dos vasos sanguíneos e capilares, formando bolhas gasosas na corrente sanguínea. Essas bolhas impedem que o fluxo normal do sangue atinja o cérebro, o que às vezes acarreta perda de consciência do mergulhador.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Para que o mergulhador fique curado, é necessário que se faça a recompressão. Nesse caso, ele é colocado em uma câmara fechada e a pressão é gradualmente aumentada, o que faz com que as bolhas presentes no sistema circulatório sejam lentamente reduzidas. A seguir, a pressão é reduzida muito lentamente (descompressão gradual) até chegar ao valor da pressão atmosférica local.

ANDONI CANELA/AGE/KEYSTOCK/KEYSTONE

▲ Mergulhador nas Ilhas Bay, Honduras.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

23. Uma amostra de gás encontra-se num recipiente fechado e indeformável, a −73 °C e 60 kPa. Se a temperatura for elevada até 77 °C, qual será a nova pressão?

Resolução

O fato de o recipiente ser "fechado e indeformável" significa que o volume permanece constante, isto é, trata-se de uma transformação isocórica. Assim, podemos usar a expressão:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

com $P_1 = 60$ kPa e com as temperaturas na escala kelvin:

$T_1 = -73 + 273 = 200\,K$

$T_2 = 77 + 273 = 350\,K$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{60\ kPa}{200\ K} = \frac{P_2}{350\ K} \Rightarrow \boxed{P_2 = 105\ kPa}$$

24. Uma amostra de gás, em um recipiente fechado e indeformável, é aquecida até que sua temperatura kelvin triplique. O que se pode afirmar sobre a pressão final dessa amostra?

25. Uma massa de nitrogênio gasoso encontra-se a 27 °C e 1,0 atm. Se essa amostra sofrer uma transformação isocórica até chegar a 177 °C, qual será sua pressão final?

26. Se uma amostra de 12,5 L de gás oxigênio, a −23 °C, for aquecida até 227 °C, mantendo-se sua pressão constante, qual será o volume final?

27. Considere uma determinada quantidade de gás carbônico confinada em um recipiente de 15 m^3, a 1 atm e 57 °C. Se esse gás for inteiramente transferido para outro recipiente de 20 m^3, qual deverá ser a temperatura final (em °C), a fim de que a pressão não se altere?

28. (EEM-SP) De um estado inicial de 4 L, 2 atm e 300 K, um gás perfeito é submetido a uma expansão isobárica até duplicar seu volume. Em seguida, é comprimido isotermicamente até seu volume original e, finalmente, a volume constante, é resfriado até sua pressão inicial.

1. Represente as transformações num diagrama *P* em função de *V*.
2. Calcule a temperatura do gás durante a compressão isotérmica e a pressão por ele atingida ao seu final.

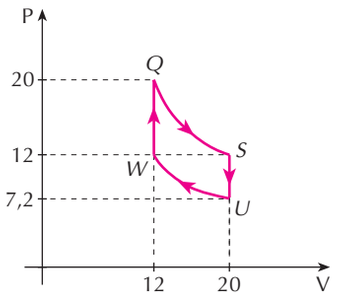
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

29. (UEFS-BA) O gráfico evidencia a relação pressão-volume de uma mesma massa constante de gás e o ciclo de transformações representado pela área QSUW. A temperatura inicial, no ponto Q, é de 600 K.

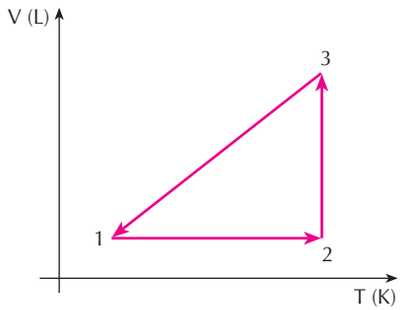


ADILSON SECCO

Considerando-se essas informações e os conhecimentos sobre gases, pode-se afirmar que a temperatura em

a) S é 360 K e a transformação Q → S é isocórica.
b) U é 360 K e a transformação Q → S é isotérmica.
c) W é 400 K e a transformação U → W é isobárica.
d) S é 600 K e a transformação W → Q é isotérmica.
e) U é 600 K e a transformação S → U é isobárica.

30. (UFC-CE) O gráfico abaixo representa um processo cíclico (ciclo) a que é submetido um gás ideal:



ADILSON SECCO

Analise-o. A opção em que aparece a correspondência das etapas numeradas (1 → 2, 2 → 3 e 3 → 1), com suas respectivas denominações, é:

a) Isobárica, Adiabática e Isotérmica.
b) Isovolumétrica, Isobárica e Isotérmica.
c) Isovolumétrica, Isotérmica e Isobárica.
d) Isotérmica, Isobárica e Isovolumétrica.
e) Isovolumétrica, Isobárica e Adiabática.

31. (UnB-DF) Um balão contendo gás oxigênio (O_2), mantido à pressão constante, tem volume igual a 10 L, a 27 °C. Se o volume for dobrado, poderemos afirmar que:

a) a temperatura em °C dobrará.
b) a temperatura em K dobrará.
c) a temperatura em K diminuirá à metade.
d) a temperatura em °C diminuirá à metade.
e) a temperatura em K aumentará de 273 K.

32. (Vunesp) Segundo a lei de Charles e Gay-Lussac, mantendo-se a pressão constante, o volume ocupado por um gás aumenta proporcionalmente ao aumento da temperatura. Considerando a teoria cinética dos gases e tomando como exemplo o gás hidrogênio (H_2), é correto afirmar que este comportamento está relacionado ao aumento:

a) do tamanho médio de cada átomo de hidrogênio (H), devido à expansão de suas camadas eletrônicas.
b) do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H_2), pois aumentam as distâncias de ligação.
c) do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H_2), pois aumentam as interações entre elas.
d) do número médio de partículas, devido à quebra das ligações entre os átomos de hidrogênio ($H_2 \rightarrow 2\ H$).
e) das distâncias médias entre as moléculas de hidrogênio (H_2) e das suas velocidades médias.

33. (PUC-RJ) Um pneu de bicicleta é calibrado a uma pressão de 4 atm em um dia frio, à temperatura de 7 °C. Supondo que o volume e a quantidade de gás injetada são os mesmos, qual será a pressão de calibração nos dias em que a temperatura atinge 37 °C?

a) 21,1 atm.
b) 4,4 atm.
c) 0,9 atm.
d) 760 mmHg.
e) 2,2 atm.

34. (UFF-RJ) Num recipiente com 12,5 mL de capacidade, está contida certa amostra gasosa cuja massa exercia uma pressão de 685,0 mmHg, à temperatura de 22 °C. Quando esse recipiente foi transportado com as mãos, sua temperatura elevou-se para 37 °C e a pressão exercida pela massa gasosa passou a ser, aproximadamente:

a) 0,24 atm.
b) 0,48 atm.
c) 0,95 atm.
d) 1,50 atm.
e) 2,00 atm.

35. (UFJF-MG) A calibração dos pneus de um automóvel deve ser feita periodicamente. Sabe-se que o pneu deve ser calibrado a uma pressão de 30 lb/pol^2 [libras por polegada ao quadrado] em um dia quente, a uma temperatura de 27 °C. Supondo que o volume e o número de mol injetados são os mesmos, qual será a pressão de calibração (**em atm**) nos dias mais frios, em que a temperatura atinge 12 °C?
Dado: Considere 1 atm ≅ 15 lb/pol^2.

a) 1,90 atm.
b) 2,11 atm.
c) 4,50 atm.
d) 0,89 atm.
e) 14,3 atm.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3 Equação geral dos gases

A Lei de Boyle e as Leis de Charles e Gay-Lussac podem ser reunidas em uma única expressão,c onhecidac omo **equação geral dos gases**:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Validade da equação

Essa equação se aplica:

- a substâncias no estado gasoso, cuja quantidade permaneça inalterada;
- com P na mesma unidade em ambos os membros;
- com V na mesma unidade em ambos os membros;
- com T na escala kelvin, obrigatoriamente.

Quando uma das três variáveis de estado — P, V ou T — permanece constante, essa equação se reduz a uma das três expressões estudadas anteriormente:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

- T constante: $\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$
- V constante: $\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
- P constante: $\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

É importante você perceber que a equação geral não se aplica apenas a transformações isotérmicas, isocóricas ou isobáricas. Ela pode ser utilizada sempre que uma massa fixa de gás estiver sofrendo uma mudança em duas ou três de suas variáveis de estado: pressão, volume e temperatura.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

36. (F. Ruy Barbosa-BA) Um balão meteorológico com 50 L de gás hélio, a 20 °C e ao nível do mar, é lançado na atmosfera. Ao atingir a estratosfera, a pressão desse gás torna-se 0,4 atm e a temperatura −50 °C.
Determine, em L, a capacidade que o balão deve ter antes do lançamento.

Resolução

Como o gás presente no balão sofre expansão (veja cálculo a seguir), concluímos que, quando ele é lançado, não está expandido ao máximo de sua capacidade. Esse balão deve ter uma capacidade que seja, no mínimo, igual ao volume atingido na situação final descrita no enunciado, calculado a seguir:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{1\ \text{atm} \cdot 50\ \text{L}}{293\ \text{K}} = \frac{0{,}4\ \text{atm} \cdot V_2}{223\ \text{K}}$$

$$V_2 = 95{,}1\ \text{L}$$

37. Uma amostra de 1 mol de gás oxigênio ocupa 22,4 L a 0 °C e 1 atm. Empregue a equação geral dos gases para prever qual será o volume dessa mesma amostra de gás se estiver submetida a uma temperatura de 273 °C e a uma pressão de 0,5 atm.

38. Uma amostra gasosa tem volume e temperatura kelvin duplicados. O que se espera que aconteça com sua pressão?

39. Uma amostra de 30 L de gás nitrogênio está a 27 °C e 150 kPa. Qual será o novo volume dessa amostra a 127 °C e 300 kPa?

40. (Unicamp-SP) Uma garrafa de 1,5 litro, indeformável e seca, foi fechada com uma tampa plástica. A pressão ambiente era de 1,0 atmosfera e a temperatura de 27 °C. Em seguida, essa garrafa foi colocada ao sol e, após certo tempo, a temperatura em seu interior subiu para 57 °C e a tampa foi arremessada pelo efeito da pressão interna.

a) Qual era a pressão no interior da garrafa no instante imediatamente anterior à expulsão da tampa plástica?

b) Qual é a pressão no interior da garrafa após a saída da tampa? Justifique.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

41. (UFSC) Suponha que 57 litros de um gás ideal a 27 °C e 1,00 atmosfera sejam simultaneamente aquecidos e comprimidos até que a temperatura seja 127 °C e a pressão, 2,00 atmosferas. Qual o volume final, em litros?

42. (UFPE) Uma certa quantidade de gás ideal ocupa 30 litros à pressão de 2 atm e à temperatura de 300 K. Que volume passará a ocupar se a temperatura e a pressão tiverem seus valores dobrados?

43. (UFPE) Uma lata de um "spray" qualquer foi utilizada até não mais liberar seu conteúdo. Neste momento, podemos dizer:

1. a pressão de gases no interior da lata é zero.
2. a pressão de gases no interior da lata é igual à pressão atmosférica.
3. existe vácuo no interior da lata.
4. ao aquecermos a lata, a pressão no seu interior não varia.
5. ao aquecermos a lata e pressionarmos sua válvula, gases sairão novamente dela.

Quais são as afirmações verdadeiras? E as falsas?

44. (FUERN) No alto de uma montanha, o termômetro marca 15 °C e o barômetro, 600 mmHg. Ao pé da montanha, a temperatura é de 25 °C, e a pressão é 760 mmHg. A relação entre os volumes ocupados pela mesma massa de gás no alto da montanha e no pé da montanha é:

a) 2,1 **b)** 1,5 **c)** 12 **d)** 2 **e)** 1,2

RESPIRAÇÃO E LEI DE BOYLE

Quando estamos em repouso, inspiramos e expiramos cerca de doze vezes por minuto.

Ao inspirarmos, o volume da cavidade torácica aumenta, expandindo o volume de nossos pulmões. Isso faz com que a pressão do ar dentro dos pulmões diminua. Como a pressão do ar externo é agora maior que a interna, há fluxo de ar para dentro dos pulmões.

O inverso ocorre quando expiramos: o volume torácico diminui, o que aumenta a pressão do ar nos pulmões. O ar está agora a uma pressão maior do que no exterior e, então, há fluxo de ar para fora.

Fonte: SISKA, P. *University Chemistry*. Upper Sadde River: Pearson International Edition, 2006. (Tradução dos autores.)

ALGUNS DADOS EXPERIMENTAIS

Analise os seguintes dados experimentais:

Gases

2 g de H_2	(1 mol) a 0 °C e 1 atm ocupam um volume de 22,4 L
28 g de N_2	(1 mol) a 0 °C e 1 atm ocupam um volume de 22,4 L
32 g de O_2	(1 mol) a 0 °C e 1 atm ocupam um volume de 22,4 L
48 g de O_3	(1 mol) a 0 °C e 1 atm ocupam um volume de 22,4 L
64 g de SO_2	(1 mol) a 0 °C e 1 atm ocupam um volume de 22,4 L

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Líquidos

18 g de H_2O	(1 mol) a 0 °C e 1 atm ocupam um volume de 0,018 L
76 g de CS_2	(1 mol) a 0 °C e 1 atm ocupam um volume de 0,060 L
160 g de Br_2	(1 mol) a 0 °C e 1 atm ocupam um volume de 0,052 L

Sólidos

12 g de C (diam.)	(1 mol) a 0 °C e 1 atm ocupam um volume de 0,003 L
12 g de C (graf.)	(1 mol) a 0 °C e 1 atm ocupam um volume de 0,005 L
254 g de I_2	(1 mol) a 0 °C e 1 atm ocupam um volume de 0,051 L

Dois mol de qualquer uma dessas substâncias, a 0 °C e 1 atm, ocupam o dobro do volume apresentado. Três mol ocupam o triplo, e assim por diante.

4 Volume molar dos gases

Como vimos anteriormente, os químicos utilizam o mol para expressar a grandeza quantidade de matéria. **Define-se 1 mol como o conjunto de $6 \cdot 10^{23}$ unidades**.

Assim como usamos os termos *massa molar* para designar a *massa de 1 mol*, vamos utilizar a expressão **volume molar** para nos referir ao **volume ocupado por 1 mol de uma determinada substância**. Observe a seguinte definição:

> CNTP, TPN ou CN são siglas utilizadas para designar as **condições normais de temperatura e pressão**, 0 °C (273 K) e 1 atm (760 mmHg).

Pelos dados experimentais mostrados anteriormente no quadro *Alguns dados experimentais*, notamos que:

> Quando 1 mol de um gás se encontra nas CNTP, ele ocupa um volume de 22,4 L. Isso independe do gás (desprezando os desvios da idealidade). Notamos também que líquidos e sólidos não apresentam a mesma regularidade.

A outras temperaturas e pressões, o volume molar dos gases assume outros valores, mas continua sendo o mesmo para todos os gases. Alguns desses valores aparecem na tabela 1.

TABELA 1 **Volume molar dos gases a 1 atm e em algumas temperaturas selecionadas**

Temperatura (°C)	Volume (L)
0	22,4
10	23,2
15	23,6
20	24,0
25	24,5
30	24,9

EDUARDO SANTALIESTRA/CID

▲ O volume deste cubo (ao lado de uma bola de futebol apenas para comparação) é de 22,4 litros.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5 O Princípio de Avogadro

O italiano Amedeo Avogadro estudou Direito e praticou a profissão por alguns anos. Em 1800, abandonou a advocacia e passou a se dedicar à Ciência. Em 1811, ele sugeriu pela primeira vez a hipótese que leva o seu nome, a **Hipótese de Avogadro**, também chamada **Princípio de Avogadro**:

> Volumes iguais de dois gases quaisquer, nas mesmas condições de pressão e temperatura, contêm igual número de moléculas.

A partir dessa hipótese, Avogadro foi capaz de:

- mostrar que a fórmula da água é H_2O e não HO, como pensava Dalton;
- distinguir entre átomos e moléculas (aliás, alguns historiadores atribuem a Avogadro a introdução da palavra *molécula* para designar conjuntos de átomos unidos; outros atribuem essa introdução a Gay-Lussac);
- distinguir entre massa atômica e massa molecular.

A comunidade científica só aceitou a Hipótese de Avogadro alguns anos após a sua morte, quando outro italiano, Stanislao Cannizzaro (1826-1910), a defendeu vigorosamente num congresso internacional na Alemanha, em 1860.

Na evolução histórica da Química, a Hipótese de Avogadro conduziu ao moderno conceito de mol. A Constante de Avogadro, que expressa quantas entidades há em um mol, tem esse nome em homenagem ao cientista cujo trabalho abriu caminho para muitos progressos na Química, até mesmo para as tentativas de determinar tal número.

Uma das primeiras determinações confiáveis da Constante de Avogadro foi feita, nas primeiras décadas do século XX, pelo francês Jean Baptiste Perrin (1870-1942). Por suas contribuições à Ciência, Perrin recebeu o Prêmio Nobel de Física em 1926.

Graças a Perrin e a muitos outros cientistas, hoje sabemos que a "hipótese" admitida por Avogadro pode ser comprovada. No entanto, como ela foi usada por Avogadro como conjectura a partir da qual fez deduções importantes, o nome "hipótese" ainda é empregado por razões históricas.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Compare as propriedades de três amostras gasosas nas CNTP

(Átomos representados esquematicamente por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

n = 1 mol	n = 1 mol	n = 1 mol
P = 1 atm	P = 1 atm	P = 1 atm
T = 0 °C (273 K)	T = 0 °C (273 K)	T = 0 °C (273 K)
V = 22,4 L	V = 22,4 L	V = 22,4 L
Número de moléculas = $6 \cdot 10^{23}$	Número de moléculas = $6 \cdot 10^{23}$	Número de moléculas = $6 \cdot 10^{23}$
Massa = 4,0 g	Massa = 28,0 g	Massa = 32,0 g

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

45. Qual é o volume ocupado por 0,75 mol de gás nitrogênio nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP)?

Resolução

A uma certa pressão e a uma certa temperatura, o volume de uma amostra gasosa é diretamente proporcional à quantidade de gás. Assim, podemos resolver por uma regra de três:

Quantidade de gás		Volume (nas CNTP)
1 mol	———	22,4 L
0,75 mol	———	x

$\Rightarrow$ $x = 16{,}8$ L

Exercício Resolvido

46. Qual é o volume ocupado por 21 g de gás nitrogênio nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP)?

Resolução

Vamos resolver por uma regra de três. Para fazer sua montagem, devemos ter uma relação conhecida entre a massa do gás e seu volume nas CNTP. Consultando a massa atômica do nitrogênio na tabela periódica encontramos 14 u, o que nos permite calcular a massa molar do gás nitrogênio, N_2, obtendo 28 g/mol. Assim:

Massa de gás		Volume (nas CNTP)
28 g	———	22,4 L
21 g	———	x

$\Rightarrow$ $x = 16{,}8$ L

Note que esta questão conduz exatamente ao mesmo resultado que a anterior, porque 21 g de N_2 correspondem a 0,75 mol desse gás.

Poderíamos resolver essa questão de outro modo. Inicialmente, calcularíamos a quantidade em mols de N_2 presentes em 21 g dessa substância. A seguir, montaríamos uma regra de três entre a quantidade em mols de gás e o volume nas CNTP, como na questão anterior.

47. Faça uma previsão do volume ocupado por uma amostra de 3,5 mol de gás nitrogênio nas CNTP.

48. Estime o volume de uma amostra de 6,4 g de gás oxigênio, O_2, nas CNTP.

49. Por que o volume de um mol de água nas CNTP é muitíssimo menor que 22,4 L?

50. Um balão meteorológico foi preenchido com gás hidrogênio, H_2, que está a 1,5 atm e 20 °C e ocupa 8 m^3. Sabendo que, nessas condições de pressão e temperatura, o volume molar dos gases é 16 L, determine:

a) a quantidade em mols de hidrogênio dentro do balão;

b) a massa de hidrogênio dentro do balão.

51. A 25 °C e 1 atm, o volume molar dos gases é 24,5 L. Nessas condições de pressão e temperatura, qual será o volume ocupado por 64 g de gás ozônio, O_3?

52. Um balão infantil contém 5 L de gás hélio, He, em condições de pressão e temperatura tais que o volume molar dos gases é 20 L. Faça uma estimativa:

a) da massa de gás hélio que há dentro do balão;

b) do número de átomos de hélio que há dentro do balão.

Observação: Lembre-se de que o hélio é formado por moléculas monoatômicas (isto é, com um só átomo) e de que a Constante de Avogadro é $6 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}.

53. Em um laboratório, uma substância gasosa foi isolada e purificada. Verificou-se, experimentalmente, que 70 g dessa substância ocupam 56 L nas CNTP e que a fórmula mínima da substância é CH_2. Determine a fórmula molecular dessa substância.

54. Use a equação geral dos gases e a informação de que o volume molar dos gases nas CNTP é 22,4 L para estimar qual é o volume molar dos gases a:

a) 2 atm e 0 °C

b) 2 atm e 273 °C

c) 0,5 atm e 273 °C

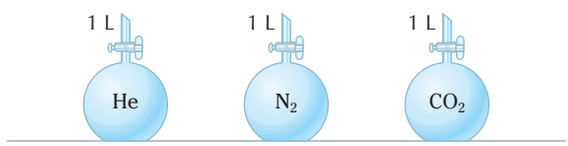
55. (Unicamp-SP) A partir de dados enviados de Vênus por sondas espaciais norte-americanas e soviéticas, pode-se considerar que, em certos pontos da superfície desse planeta, a temperatura é de 327 °C e a pressão atmosférica é de 100 atm. Sabendo-se que na superfície da Terra o volume molar de um gás ideal é 24,6 L a 27 °C e 1,00 atm, qual seria o valor desse volume nesses pontos de Vênus?

56. (EEM-SP) Massas iguais dos gases sulfidreto (H_2S) e fosfina, nas mesmas condições de pressão e temperatura, ocupam o mesmo volume. Qual a massa molecular da fosfina, sabendo que as massas atômicas do hidrogênio e do enxofre são iguais a 1 e 32, respectivamente?

57. Empregue o Princípio de Avogadro para decidir em qual dos recipientes esquematizados abaixo, todos contendo amostras gasosas nas mesmas condições de pressão e de temperatura, há maior número de:

a) moléculas

b) átomos



ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

58. Empregue o Princípio de Avogadro para decidir em qual dos recipientes esquematizados abaixo, todos contendo amostras gasosas nas mesmas condições de pressão e de temperatura, há maior número de:

a) moléculas **b)** átomos

ADILSON SECCO

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

59. (UFRGS-RS) Dois recipientes idênticos, mantidos na mesma temperatura, contêm o mesmo número de moléculas gasosas. Um dos recipientes contém hidrogênio, enquanto o outro contém hélio. Qual das afirmações abaixo está correta?

a) A massa de gás em ambos os recipientes é idêntica.
b) A pressão é a mesma nos dois recipientes.
c) Ambos os recipientes contêm o mesmo número de átomos.
d) A massa gasosa no recipiente que contém hidrogênio é o dobro da massa gasosa no recipiente que contém hélio.
e) A pressão no recipiente que contém hélio é o dobro da pressão no recipiente que contém hidrogênio.

60. (Unicamp-SP) O Princípio de Avogadro estabeleceu que: "Gases quaisquer, ocupando o mesmo volume, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas". Considere volumes iguais de CO, CO_2, C_2H_4 e H_2, todos à mesma temperatura e pressão.

Pergunta-se: onde há maior número de átomos de

a) oxigênio?
b) carbono?
c) hidrogênio?

Justifique suas respostas.

61. (UFS-SE) 25 litros de oxigênio, O_2, e 25 litros de hélio, He, nas condições ambientes de temperatura e pressão:

a) têm a mesma massa.
b) contêm o mesmo número de átomos.
c) quando misturados dão 25 litros de mistura, desde que a temperatura mantenha-se inalterada.
d) quando misturados dão 25 litros de mistura, desde que a pressão permaneça inalterada.
e) contêm o mesmo número de moléculas.

62. (UnB-DF) Um mol de gás hélio ocupa um volume de 22,4 L na praia de Ipanema, no Rio de Janeiro, a 0 °C. Em Brasília, pressão atmosférica a 700 mm de Hg, o volume ocupado a 27 °C será:

a) 24,3 L. **d)** 27,6 L.
b) 24,6 L. **e)** mesmo valor que no Rio de Janeiro.
c) 26,7 L.

63. (UCSal-BA) Que volume ocupam 100 mol de oxigênio nas condições ambientes de temperatura e pressão? (Volume molar de gás nas condições ambientes de temperatura e pressão = 25 L/mol)

a) 0,25 L. **d)** $2{,}5 \cdot 10^3$ L.
b) 2,5 L. **e)** $2{,}5 \cdot 10^4$ L.
c) $2{,}5 \cdot 10^2$ L.

64. (Uespi) Um balão contém 1,20 g de nitrogênio gasoso N_2; outro balão, de mesmo volume, contém 0,68 g de um gás X. Ambos os balões estão à mesma temperatura e pressão. A massa molecular do gás X será aproximadamente igual a:

a) 16 **c)** 18 **e)** 32
b) 10 **d)** 30

Dado: massa atômica de N = 14 u.

65. (Ufes) Três balões contêm H_2, N_2 e O_2, conforme ilustrado abaixo:

ADILSON SECCO

Considerando-se que os gases estão sob pressão de 1 atm e à mesma temperatura, escolha a alternativa com o número possível de moléculas de H_2, N_2 e O_2 contidas nos balões:

a) $1 \cdot 10^{23}$, $7 \cdot 10^{23}$ e $8 \cdot 10^{23}$
b) $1 \cdot 10^{23}$, $14 \cdot 10^{23}$ e $16 \cdot 10^{23}$
c) $2 \cdot 10^{23}$, $2 \cdot 10^{23}$ e $2 \cdot 10^{23}$
d) $2 \cdot 10^{23}$, $28 \cdot 10^{23}$ e $32 \cdot 10^{23}$
e) $2 \cdot 10^{23}$, $32 \cdot 10^{23}$ e $32 \cdot 10^{23}$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

6 Lei do Gás Ideal

6.1 A Lei do Gás Ideal e a constante universal dos gases

Como vimos, para certa massa de gás vale a seguinte relação:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{constante}$$

Quanto vale essa constante? A resposta não depende do gás, mas da sua quantidade em mols. Com o que sabemos sobre volume molar nas CNTP, podemos determinar esse valor para 1 mol:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{1 \cdot 22{,}4}{273} = 0{,}082 \qquad \text{Para 1 mol de gás ideal}$$

Uma vez que esse valor é constante desde que a quantidade de gás também o seja, essa relação será válida **quaisquer** que sejam as condições de temperatura e pressão em que 1 mol de gás se encontre.

E para 2 mol de gás? Nesse caso, podemos repetir o que acabamos de fazer, porém o volume utilizado no cálculo será duas vezes 22,4 L:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{1 \cdot 2 \cdot 22{,}4}{273} = 2 \cdot (0{,}082) \qquad \text{Para 2 mol de gás ideal}$$

O mesmo que fizemos para 1 mol e 2 mol pode ser feito para 3 mol, 4 mol, 5 mol, 6 mol ou até mesmo, de modo geral, para n mol:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{1 \cdot 3 \cdot 22{,}4}{273} = 3 \cdot (0{,}082) \qquad \text{Para 3 mol de gás ideal}$$

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{1 \cdot n \cdot 22{,}4}{273} = n \cdot (0{,}082) \qquad \text{Para n mol de gás ideal}$$

Dessa última expressão surge a **equação de estado dos gases perfeitos**, ou simplesmente **Lei do Gás Ideal**:

$$\frac{P \cdot V}{T} = n \cdot (0{,}082) \Rightarrow \boxed{P \cdot V = n \cdot R \cdot T} \qquad \text{Lei do Gás Ideal*}$$

em que: n = quantidade em mols $= \dfrac{\text{massa (m)}}{\text{massa molar (M)}}$

R = constante universal dos gases

O valor numérico de R depende do conjunto de unidades utilizadas.

A Lei do Gás Ideal se aplica a substâncias no estado gasoso (de comportamento ideal), com a temperatura necessariamente na escala kelvin e com P e V nas mesmas unidades que R.

Veja alguns exemplos de valores de R acompanhados das unidades:

$$R = 0{,}082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \qquad R = 62{,}3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \qquad R = 8{,}315 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

* Alguns livros de Ensino Médio no Brasil costumam chamar a expressão $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ de *Equação de Clapeyron*. Apesar de esse nome ser bastante difundido, na Química universitária ele **não** costuma ser utilizado.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Essa equação apresenta duas importantíssimas diferenças que a tornam mais abrangente que a equação geral dos gases. Não há necessidade da existência de estados inicial e final, isto é, **ela se aplica ao gás como ele está, mesmo que não esteja sofrendo uma transformação**. Além disso, ela **pode ser aplicada a transformações em que a massa de gás varia**, ou seja, quando ocorre entrada ou saída de gás em um recipiente (basta aplicá-la duas vezes: à situação inicial e à situação final). A grande versatilidade dessa equação ficará ainda mais clara quando você resolver as questões referentes a ela.

6.2 Explorando a Lei do Gás Ideal

A Lei do Gás Ideal, expressa pela equação $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, envolve uma série de interessantes relações que já foram vistas neste capítulo. Há quatro variáveis nessa equação: pressão, volume, quantidade de matéria (quantidade em mols) e temperatura termodinâmica (isto é, em kelvins).

Vamos considerar que duas dessas variáveis sejam constantes a fim de verificar a interdependência entre as outras duas. Nas demonstrações a seguir, "k" representa um valor constante, mas que **não é o mesmo em cada uma das situações**.

Uma amostra de gás (n constante) a temperatura constante

Em equação: $P = \underbrace{\frac{n \cdot R \cdot T}{V}}_{\text{constante (k)}} \Rightarrow P = k \cdot \frac{1}{V}$

Em palavras: **Para uma quantidade fixa de gás ideal a uma dada temperatura constante, a pressão e o volume são inversamente proporcionais.**

Comentário: É a Lei de Boyle.

Importante

Neste item 6.2, "k" representa um valor constante, mas que **não** é o mesmo em cada situação apresentada.

Uma amostra de gás (n constante) a volume constante

Em equação: $P = \underbrace{\frac{n \cdot R \cdot T}{V}}_{\text{constante (k)}} \Rightarrow P = k \cdot T$

Em palavras: **Para uma quantidade fixa de gás ideal, mantida a volume constante, a pressão é diretamente proporcional à temperatura na escala kelvin.**

Comentário: É uma das Leis de Charles e Gay-Lussac.

Não memorize essas equações. Compreenda seu significado.

Uma amostra de gás (n constante) a pressão constante

Em equação: $V = \underbrace{\frac{n \cdot R \cdot T}{P}}_{\text{constante (k)}} \Rightarrow V = k \cdot T$

Em palavras: **Para uma quantidade fixa de gás ideal, mantida a pressão constante, o volume é diretamente proporcional à temperatura na escala kelvin.**

Comentário: É a outra das Leis de Charles e Gay-Lussac.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

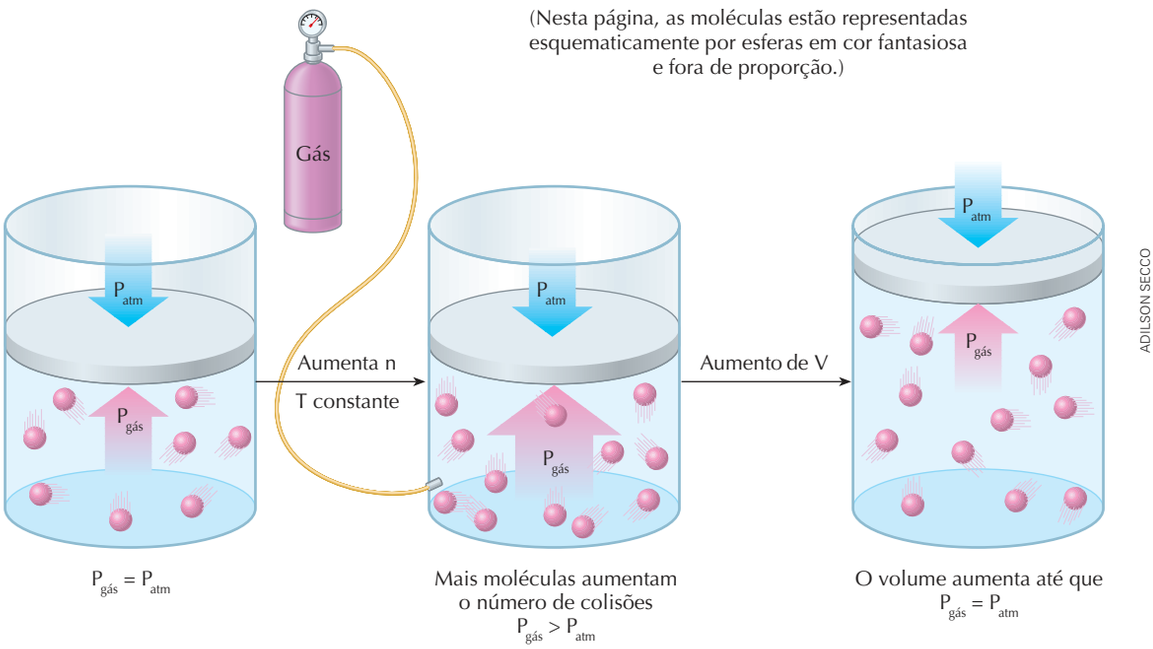
Comparando amostras de gás a P e T constantes

Em equação: $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$ (constante (k)) $\Rightarrow \quad V = k \cdot n$

Em palavras: **Para gás ideal, a pressão e temperatura constantes, o volume e a quantidade em mols na amostra são diretamente proporcionais.**

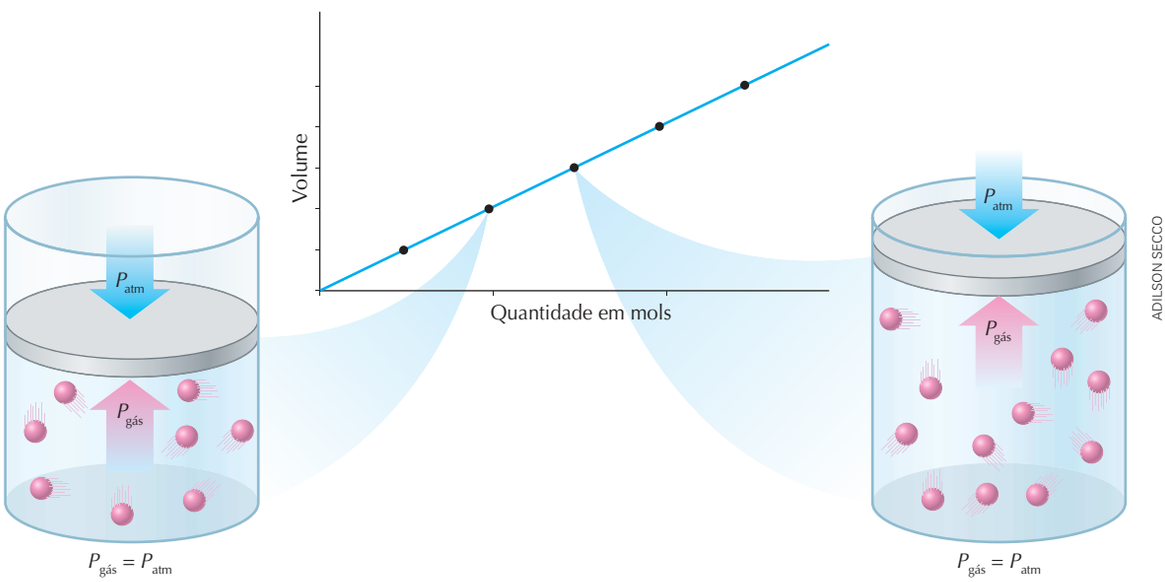
Comentário: É uma maneira alternativa para expressar o Princípio de Avogadro.

Justificativa em nível molecular:



ADILSON SECCO

Ilustrando por meio de gráfico:



ADILSON SECCO

A amostra gasosa da direita tem um volume maior que o da esquerda devido a um aumento na quantidade de gás no interior do recipiente (admitindo-se mesmas condições de P e T).

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

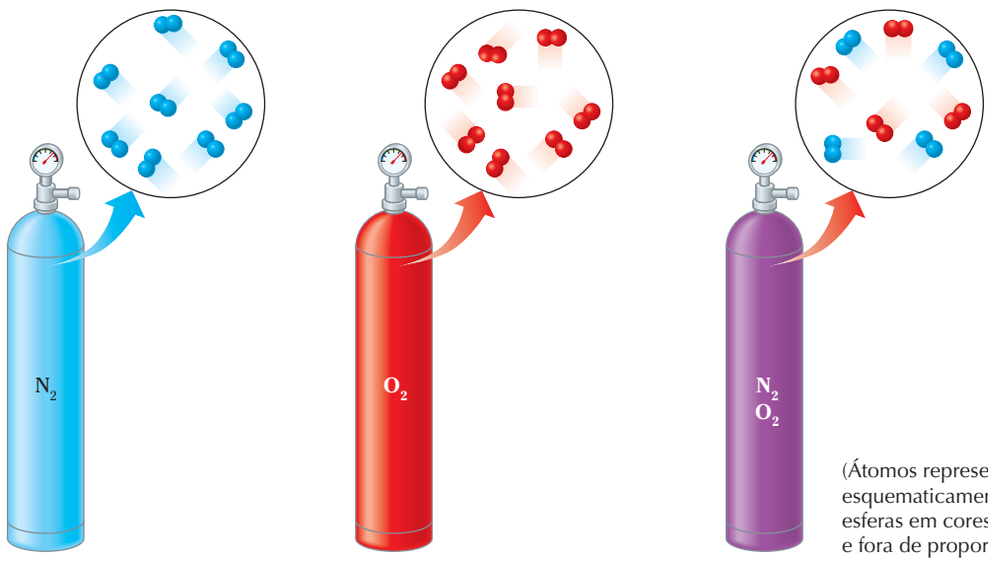
Comparando amostras de gás a V e T constantes

Em equação: $P = \underbrace{\frac{n \cdot R \cdot T}{V}}_{\text{constante (k)}} \Rightarrow P = k \cdot n$

Em palavras: **Para gás ideal, a volume e temperatura constantes, a pressão e a quantidade em mols na amostra são diretamente proporcionais.**

Comentário: Pense na situação de calibrar um pneu injetando mais ar dentro dele.

Consideremos uma importante decorrência disso. A pressão é diretamente proporcional à quantidade em mols do gás ideal e independe da composição do gás. As três amostras gasosas contidas em recipientes de igual volume e à mesma temperatura do esquema a seguir apresentam o mesmo número de moléculas. A pressão exercida nos três cilindros é a mesma, independentemente da natureza do gás.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Átomos representados esquematicamente por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

Comparando amostras de gás a P e V constantes

Em equação: $n = \underbrace{\frac{P \cdot V}{R \cdot T}}_{\text{constante (k)}} \Rightarrow n = k \cdot \frac{1}{T}$

Em palavras: **Para gás ideal, a pressão e volume constantes, a quantidade em mols na amostra e a temperatura (em kelvins) são inversamente proporcionais.**

Comentário: Reflita sobre essa relação após acompanhar a resolução da questão 72.

Relacionando a Lei do Gás Ideal com as leis individuais

PV = nRT

fixando n e T	fixando n e P	fixando n e V	fixando P e T
Lei de Boyle	**Lei de Charles**	**Lei de Charles**	**Princípio de Avogadro**
$PV = \text{constante}$	$\frac{V}{T} = \text{constante}$	$\frac{P}{T} = \text{constante}$	$\frac{V}{n} = \text{constante}$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

GÁS IDEAL *VERSUS* GÁS REAL

Podemos definir **gás ideal**, ou **gás perfeito**, de duas maneiras: considerando o nível macroscópico ou o microscópico.

- Em **nível macroscópico**, define-se gás ideal como aquele que obedece às equações mostradas neste capítulo.
- Em **nível microscópico**, podemos dizer que gás ideal é aquele em que não existem interações intermoleculares (forças atrativas entre as moléculas) e cujas moléculas possuem tamanho nulo, isto é, são puntiformes (pontos sem dimensão).

Essa segunda definição é irreal na medida em que é impossível eliminar completamente a interação entre moléculas. Como o próprio nome diz, trata-se de um gás com comportamento idealizado. Contudo, os gases reais podem aproximar-se muito do comportamento ideal, desde que trabalhemos a altas temperaturas e baixas pressões.

Podemos explicar a razão disso macroscópica ou microscopicamente.

- Do **ponto de vista macroscópico**, um gás ideal é aquele que jamais se tornará líquido ou sólido. Ora, para transformar um gás real em líquido, é necessário aumentar a pressão e diminuir a temperatura. Ao trabalhar com um gás nas condições exatamente opostas a essa — baixa pressão e alta temperatura —, estamos longe das condições em que esse gás se transformaria em líquido e, portanto, maior o comportamento de "gás" mesmo, ou seja, comportamento de gás ideal.
- Do **ponto de vista microscópico**, a alta temperatura faz com que as moléculas adquiram elevadas velocidades. Assim, a intensa agitação molecular faz com que as interações intermoleculares se tornem desprezíveis. E a baixa pressão faz com que as moléculas fiquem muito afastadas (lembre-se: V e P são inversamente proporcionais). Assim, o espaço entre elas será tão grande que o tamanho das moléculas passará a ser desprezível diante do volume total do gás.

Na prática, utilizam-se as equações de gases para fazer estimativas, que, em grande parte dos casos, apresentam concordância satisfatória. Em estudos de ensino médio, todo gás costuma ser considerado ideal, salvo menção em contrário.

MOACYR LOPES JÚNIOR/FOLHA IMAGEM

▲ O gás de cozinha é constituído principalmente pelas substâncias propano (C_3H_8) e butano (C_4H_{10}), que, dentro do botijão, estão liquefeitas, em sua quase totalidade, sob o efeito da alta pressão. Por isso esse produto é conhecido pela sigla GLP (gás liquefeito de petróleo).
O fato de o propano e o butano sofrerem liquefação sob aumento da pressão ilustra que gases reais podem se afastar do comportamento ideal a ponto de não apenas deixarem de obedecer rigorosamente às equações mostradas neste capítulo, mas também de sofrerem mudança de fase. Mauá, SP, 2002.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

66. Ao realizar a reação de ferro metálico com uma solução aquosa de ácido clorídrico, um químico recolheu 83,15 L de gás hidrogênio a 100 kPa de pressão e a 27 °C. Qual a quantidade em mols de gás hidrogênio na amostra recolhida?

67. Por meio de agitação e aquecimento, um grupo de estudantes expulsou praticamente todo o gás carbônico contido em um litro de refrigerante. O gás foi recolhido a 1 atm e 30 °C. A medida do volume da amostra forneceu o valor de 1,25 L. Determine, nessa amostra gasosa:

a) a quantidade em mols

b) a massa de gás

c) o número de moléculas

68. Há dúvida se uma certa amostra de gás é de oxigênio (O_2), nitrogênio (N_2) ou dióxido de carbono (CO_2). Medidas revelaram que a massa da amostra é 0,70 g, seu volume é 750 mL, sua pressão é 0,82 atm e sua temperatura é 27 °C. Com base nessas informações, é possível decidir entre um dos três gases — oxigênio, nitrogênio ou dióxido de carbono — como sendo o que existe na amostra? Explique.

69. Deseja-se guardar 3,0 g de etano (C_2H_6) a 27 °C em um recipiente rígido de volume 1,5 L, que suporta, no máximo, 6 atm de pressão sem arrebentar. O recipiente pode ser utilizado para a finalidade desejada? Explique.

70. Utilize a Lei do Gás Ideal para prever o volume molar dos gases a 1,5 atm e 177 °C.

71. Imagine que as condições normais de temperatura e pressão fossem definidas como sendo 100 kPa e 0 °C. Procure no texto a correspondência entre atm e kPa e responda às questões.

a) A pressão de 100 kPa é maior ou menor que 1 atm?

b) Espera-se que o volume de 1 mol de gás ideal seja maior ou menor a 100 kPa e 0 °C se comparado a 1 atm e 0 °C?

c) Com auxílio de uma calculadora (se desejar) e da Lei do Gás Ideal, determine o volume molar de um gás ideal a 100 kPa e 0 °C.

d) Qual a diferença entre o valor calculado no item anterior e o valor de 22,4 L?

Exercício Resolvido

72. Uma garrafa de vidro sem tampa está "vazia", ou melhor, cheia de ar, e encontra-se a 21 °C. Ela é colocada dentro de um forno a 217 °C. Como consequência do aquecimento, o ar contido em seu interior se expande e, com essa dilatação, uma parte dele é expulsa da garrafa.
Considerando que inicialmente há **n** mol de ar na garrafa, quanto haverá após o aquecimento?

Resolução

Esta questão ilustra uma das muitas situações aparentemente complexas que podemos resolver empregando a Lei do Gás Ideal duas vezes e, a seguir, dividindo ambas as equações membro a membro a fim de cancelar fatores comuns.
Nesse caso específico, vamos aplicar a lei às situações inicial e final: a pressão é a mesma (a pressão ambiente no local da experiência, que simbolizaremos por P_{atm}), o volume da garrafa é o mesmo (estamos desconsiderando a ligeira dilatação do vidro) e a constante dos gases é a mesma (desde que estejamos trabalhando num mesmo conjunto de unidades). Alteram-se a temperatura (de 294 K para 490 K) e a quantidade em mols de ar que se encontra no interior da garrafa.

Situação inicial **Situação final**

Assim:

Inicial: $P_{atm} \cdot V = n \cdot R \cdot 294$

Final: $P_{atm} \cdot V = n_f \cdot R \cdot 490$

Dividindo essas equações membro a membro, temos:

$$\frac{\cancel{P_{atm}} \cdot \cancel{V}}{\cancel{P_{atm}} \cdot \cancel{V}} = \frac{n \cdot \cancel{R} \cdot 294}{n_f \cdot \cancel{R} \cdot 490} \Rightarrow \boxed{n_f = 0{,}6 \cdot n}$$

73. Um recipiente fechado e indeformável contém certa quantidade em mols de um gás. Acrescenta-se ao recipiente mais desse mesmo gás, até triplicar a quantidade em mols em seu interior. A seguir, o recipiente é aquecido até duplicar sua temperatura na escala kelvin. Compare a pressão inicial no interior do recipiente com a pressão final.

74. Um recipiente de 1 L contém gás nitrogênio a 5 atm e um outro recipiente, de 3 L, contém gás oxigênio a 2 atm. Ambos encontram-se na mesma temperatura.

a) Em qual deles há mais moléculas?

b) Determine a relação (divisão, quociente) entre o número de moléculas de gás em ambos os frascos.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

75. No início de uma viagem, a pressão interna de um pneu sem câmara era de 2,00 atm e a temperatura era de 17 °C. Esse pneu foi perfurado por um prego durante uma viagem e perdeu parte do ar interno, que escapou graças ao furo (em geral, os pneus sem câmara murcham bem mais devagar que os pneus com câmara). Ao final da viagem, a temperatura do pneu era de 46 °C e sua pressão interna, de 1,65 atm.
Admitindo que o volume do pneu não tenha se alterado, determine que fração do ar inicialmente presente escapou do pneu durante a viagem.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

76. (PUC-SP) Um cilindro de 8,2 L de capacidade contém 320 g de gás oxigênio a 27 °C. Um estudante abre a válvula do cilindro, deixando escapar o gás até que a pressão seja reduzida para 7,5 atm. Supondo-se que a temperatura permaneça constante, a pressão inicial no cilindro e a massa de gás liberada serão, respectivamente,

a) 30 atm e 240 g.
b) 30 atm e 160 g.
c) 63 atm e 280 g.
d) 2,7 atm e 20 g.
e) 63 atm e 140 g.

77. (Fuvest-SP) Certo gás X é formado apenas por nitrogênio e oxigênio. Para determinar sua fórmula molecular, comparou-se esse gás com o metano (CH_4). Verificou-se que volumes iguais dos gases X e metano, nas mesmas condições de pressão e temperatura, pesaram, respectivamente, 0,88 g e 0,32 g. Qual a fórmula molecular do gás X?

a) NO
b) N_2O
c) NO_2
d) N_2O_3
e) N_2O_5

Massas molares (g/mol)	
H	1
C	12
N	14
O	16

78. (PUC-MG) O número de átomos existentes em 44,8 litros de nitrogênio (N_2), nas CNTP, é igual a:

a) $1{,}2 \cdot 10^{22}$
b) $1{,}2 \cdot 10^{23}$
c) $2{,}4 \cdot 10^{24}$
d) $6{,}0 \cdot 10^{23}$
e) $6{,}0 \cdot 10^{24}$

79. (Fuvest-SP) Têm-se três cilindros de volumes iguais e à mesma temperatura, com diferentes gases. Um deles contém 1,3 kg de acetileno (C_2H_2), o outro 1,6 kg de óxido de dinitrogênio (N_2O) e o terceiro 1,6 kg de oxigênio (O_2). Comparando-se as pressões dos gases nesses três cilindros, verifica-se que:

a) são iguais apenas nos cilindros que contêm C_2H_2 e O_2.
b) são iguais apenas nos cilindros que contêm N_2O e O_2.
c) são iguais nos três cilindros.
d) é maior no cilindro que contém N_2O.
e) é menor no cilindro que contém C_2H_2.

Massas molares (g/mol):
$C_2H_2 = 26$; $N_2O = 44$; $O_2 = 32$.

80. (Unicamp-SP) Em um gás ideal não há interações intermoleculares, enquanto nos gases reais elas estão presentes. Com base neste fato, indique qual dos gases, $HC\ell$ e H_2, se aproxima e qual se afasta mais do comportamento ideal. Justifique a resposta.

81. (PUC-SP) Três recipientes de volumes fixos contêm, cada um, uma substância pura no estado gasoso. Os gases estão armazenados nas mesmas condições de temperatura e pressão e os recipientes estão representados no esquema a seguir.

O_2	?	CH_4
$V_1 = 5$ L	$V_2 = 10$ L	$V_3 = 15$ L
$m_1 = 16$ g	$m_2 = 28$ g	$m_3 = ?$

Pode-se afirmar que o gás contido no recipiente 2 e a massa de gás no recipiente 3 são, respectivamente,

a) CO_2 e 16 g.
b) N_2 e 8 g.
c) CO e 24 g.
d) C_4H_8 e 24 g.
e) N_2 e 16 g.

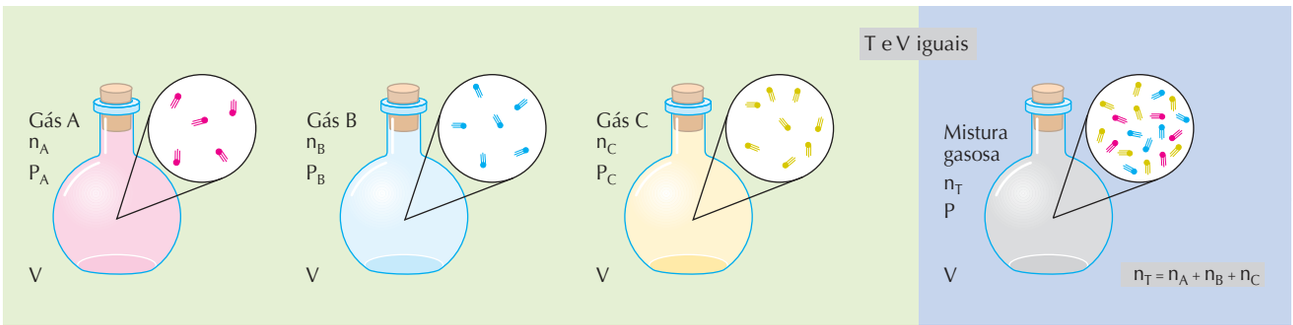
82. (UFRJ) Um protótipo de carro movido a hidrogênio foi submetido a um teste em uma pista de provas. Sabe-se que o protótipo tem um tanque de combustível (H_2) com capacidade igual a 164 litros e percorre 22 metros para cada mol de H_2 consumido. No início do teste, a pressão no tanque era de 600 atm e a temperatura, igual a 300 K.
Sabendo que, no final do teste, a pressão no tanque era de 150 atm e a temperatura igual a 300 K, calcule a distância, em km, percorrida pelo protótipo.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

7 Misturas gasosas

7.1 Pressão parcial

Considere quantidades quaisquer de três gases diferentes, A, B e C, todos em recipientes de mesmo volume e à mesma temperatura. Se colocarmos todos eles em outro recipiente também de mesmo volume, a pressão final da mistura gasosa será, obviamente, maior do que as pressões de cada componente quando isolado.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Moléculas representadas por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

As pressões P_A, P_B e P_C são chamadas de **pressões parciais** dos componentes A, B e C.

> **Pressão parcial** de um componente de mistura gasosa é a pressão que ele possuiria se estivesse sozinho, no mesmo volume e à mesma temperatura em que se encontra a mistura.

Aplicando a Lei do Gás Ideal ao componente A isolado: $P_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T$, e à mistura gasosa como um todo: $P \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$.

Dividindo essas equações membro a membro:

$$\frac{P_A \cdot \cancel{V}}{P \cdot \cancel{V}} = \frac{n_A \cdot \cancel{R} \cdot \cancel{T}}{n_T \cdot \cancel{R} \cdot \cancel{T}} \Rightarrow P_A = \frac{n_A}{n_T} \cdot P$$

O quociente n_A/n_T é chamado, por definição, de **fração em quantidade de matéria** ou **fração em mols** do componente A e simbolizado por x_A.

Assim: $P_A = x_A \cdot P$, em que $x_A = \frac{n_A}{n_T}$

e, analogamente, temos:

$P_B = x_B \cdot P$ e $P_C = x_C \cdot P$, em que $x_B = \frac{n_B}{n_T}$ e $x_C = \frac{n_C}{n_T}$

Outra expressão importante pode ser deduzida a partir da seguinte soma, que expressa que a quantidade em mols na mistura é a soma da quantidade em mols dos componentes: $n_T = n_A + n_B + n_C$.

Aplicando a Lei do Gás Ideal a A, B, C e à mistura como um todo, temos:

$$n_T = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \qquad n_A = \frac{P_A \cdot V}{R \cdot T} \qquad n_B = \frac{P_B \cdot V}{R \cdot T} \qquad n_C = \frac{P_C \cdot V}{R \cdot T}$$

Reflita

- Por que a fração em mols é sempre um número entre zero e um?
- A fração em mols nos informa a porcentagem das moléculas de uma mistura que é de um certo componente. Explique por quê.
- Por que a pressão parcial de um componente nunca é maior que a pressão total?

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Substituindo na equação $n_T = n_A + n_B + n_C$, vem que:

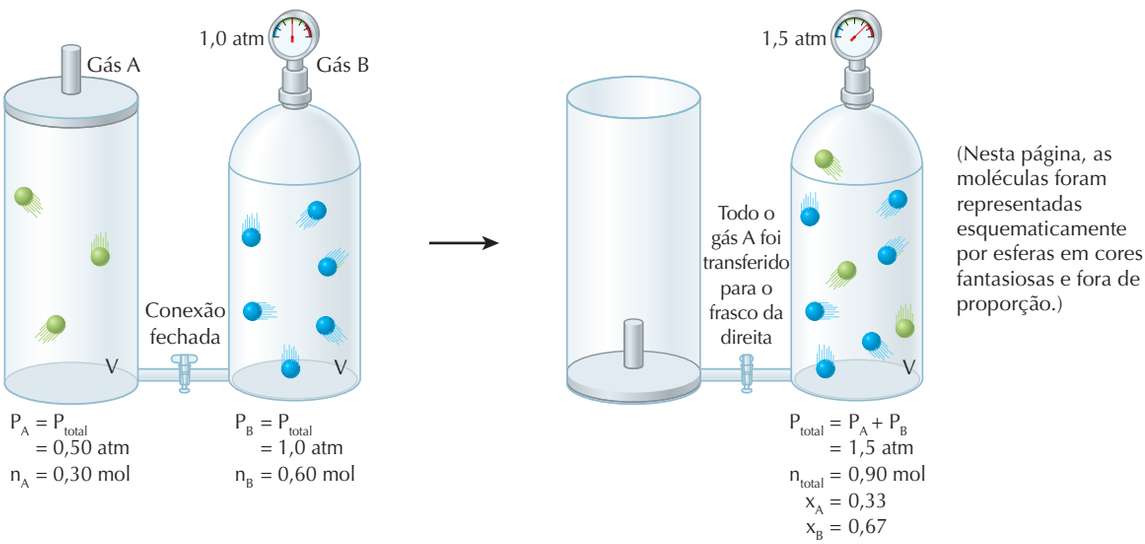
$$\frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{P_A \cdot V}{R \cdot T} + \frac{P_B \cdot V}{R \cdot T} + \frac{P_C \cdot V}{R \cdot T} \Rightarrow P \cdot \frac{V}{R \cdot T} = (P_A + P_B + P_C) \cdot \frac{V}{R \cdot T}$$

$$P = P_A + P_B + P_C \qquad \text{Lei de Dalton das pressões parciais}$$

Essa expressão é conhecida como a **Lei de Dalton das pressões parciais**. Ela nos mostra que a pressão total de uma mistura gasosa é igual à soma das pressões parciais de seus componentes. Cada componente, portanto, é o responsável por *parte* da pressão total, e daí surgiu a expressão *pressão parcial*.

Embora tenhamos utilizado uma mistura de três gases para deduzir as equações, elas podem ser generalizadas para qualquer mistura de gases ideais, com dois ou mais componentes.

O esquema abaixo ilustra uma descrição em nível molecular da Lei de Dalton:



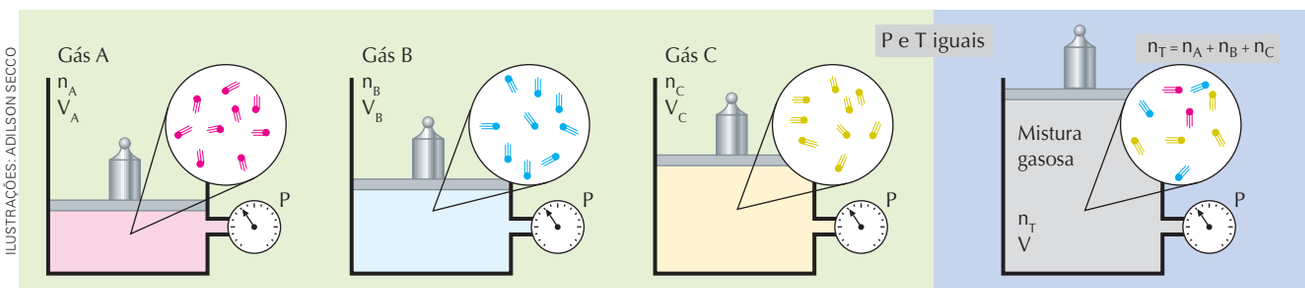
ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

(Nesta página, as moléculas foram representadas esquematicamente por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

7.2 Volume parcial

Considere quantidades quaisquer de três gases diferentes, A, B e C, todos em iguais condições de pressão e de temperatura (vamos apresentar uma discussão parecida com aquela sobre pressão parcial, porém o tema agora será o *volume parcial*).

Reunindo esses gases em um único recipiente, nas mesmas condições de pressão e temperatura, certamente o volume total será maior que o volume de cada componente isolado.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Os volumes V_A, V_B e V_C são chamados de **volumes parciais**.

Volume parcial de um componente de mistura gasosa é o volume que ele possuiria se estivesse sozinho, à mesma pressão e à mesma temperatura em que se encontra a mistura.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Aplicando a Lei do Gás Ideal ao componente A isolado: $P \cdot V_A = n_A \cdot R \cdot T$, e à mistura gasosa como um todo: $P \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$.

Dividindo essas equações membro a membro:

$$\frac{P \cdot V_A}{P \cdot V} = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{n_T \cdot R \cdot T} \Rightarrow V_A = \frac{n_A}{n_T} \cdot V$$

O quociente n_A/n_T é chamado de **fração em mols** do componente A (x_A).

Assim, temos para o componente A e, analogamente, para B e C:

$V_A = x_A \cdot V$ $\qquad$ $V_B = x_B \cdot V$ $\qquad$ e $\qquad$ $V_C = x_C \cdot V$

Outra relação pode ser obtida a partir de $n_T = n_A + n_B + n_C$.

Aplicando a Lei do Gás Ideal a A, B, C e à mistura como um todo, temos:

$$n_T = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \qquad n_A = \frac{P \cdot V_A}{R \cdot T} \qquad n_B = \frac{P \cdot V_B}{R \cdot T} \qquad n_C = \frac{P \cdot V_C}{R \cdot T}$$

Substituindo na equação $n_T = n_A + n_B + n_C$, vem que:

$$\frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{P \cdot V_A}{R \cdot T} + \frac{P \cdot V_B}{R \cdot T} + \frac{P \cdot V_C}{R \cdot T} \Rightarrow \frac{P}{R \cdot T} \cdot V = \frac{P}{R \cdot T} \cdot (V_A + V_B + V_C)$$

$V = V_A + V_B + V_C$ $\qquad$ **Lei de Amagat dos volumes parciais**

Essa expressão, conhecida como **Lei de Amagat**, indica que o volume total de uma mistura gasosa é igual à soma dos volumes parciais de seus componentes. Assim, podemos imaginar que, ao fazer uma mistura gasosa, é como se cada gás fosse o responsável por *parte* do volume total. Daí, a expressão *volume parcial*.

Contudo, é importantíssimo perceber que uma **mistura de gases é homogênea**, ou seja, apresenta uma única fase. Isso significa que todos os pontos da mistura apresentam a mesma composição, ou seja, os gases estão completamente misturados e cada um deles se encontra disperso por todo o interior do recipiente.

Assim, não entenda errado a definição de volume parcial apresentada anteriormente. Você **não** deve imaginar a mistura como se cada gás estivesse confinado em uma parte do recipiente, ocupando apenas parte do volume total. O volume parcial é o volume que um gás componente da mistura **teria** se estivesse **sozinho**, na mesma pressão e na mesma temperatura da mistura.

Reflita

- Por que o volume parcial de um componente nunca é maior que o volume total?

7.3 Fração em mols e porcentagem em volume

Para um componente A qualquer de uma mistura gasosa, temos as seguintes expressões envolvendo a fração em mols, que podem ser reunidas:

$$\left.\begin{array}{l} x_A = \dfrac{n_A}{n_T} \\ P_A = x_A \cdot P \Rightarrow x_A = \dfrac{P_A}{P} \\ V_A = x_A \cdot V \Rightarrow x_A = \dfrac{V_A}{V} \end{array}\right\} \Rightarrow x_A = \frac{n_A}{n_T} = \frac{P_A}{P} = \frac{V_A}{V}$$

De modo especial, interessa-nos agora a relação entre fração em mols e volume. Consideremos o ar atmosférico seco e isento de poluentes, que é formado em sua quase totalidade por nitrogênio (N_2), oxigênio (O_2) e argônio (Ar). De modo aproximado, podemos dizer que em 100 L dessa amostra gasosa o volume parcial do nitrogênio é 78 L, o do oxigênio é 21 L e o do argônio é 1 L.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Vamos calcular a fração em mols de cada um deles:

Nitrogênio (N_2): $x_{nitrogênio} = \frac{V_{nitrogênio}}{V} = \frac{78\ L}{100\ L} = 0{,}78$ ou 78%

Oxigênio (O_2): $x_{oxigênio} = \frac{V_{oxigênio}}{V} = \frac{21\ L}{100\ L} = 0{,}21$ ou 21%

Argônio (Ar): $x_{argônio} = \frac{V_{argônio}}{V} = \frac{1\ L}{100\ L} = 0{,}01$ ou 1%

Com esse exemplo pode-se perceber que:

A **fração em mols** de um componente em uma mistura gasosa, quando expressa em porcentual, indica a **porcentagem em volume** desse componente na mistura.

Reflita

Por que a soma das frações em mols de todos os componentes é sempre igual a 1?

FERNANDO FAVORETTO/CID

▲ Como a fração em mols do oxigênio (O_2) no ar utilizado para calibrar pneus é 0,21, podemos afirmar que o volume parcial desse gás dentro do pneu é 21% do volume interno do pneu.

A PRESSÃO PARCIAL E OS MERGULHADORES

O ar puro apresenta uma composição em volume (ou em mol) aproximadamente igual a 20% de O_2 e 80% de N_2. E a pressão parcial do gás O_2 nessa mistura é dada pela expressão:

$$P_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{O_2} + n_{N_2}} \cdot P$$

Estando ao nível do mar e, consequentemente, sujeito a uma pressão atmosférica igual a 101,3 kPa ou $1{,}01 \cdot 10^5$ Pa (1 atm), vejamos qual será a pressão parcial do gás O_2 nessa situação:

$$P_{O_2} = \frac{20}{20 + 80} \cdot 1{,}01 \cdot 10^5\ Pa \simeq 2 \cdot 10^4\ Pa$$

Dessa forma, podemos concluir que o organismo humano tem o seu melhor funcionamento quando a pressão parcial de O_2 no ar for em torno de $2 \cdot 10^4$ Pa. Porém pode haver uma adaptação quando P_{O_2} estiver na faixa de $1 \cdot 10^4$ Pa a $6 \cdot 10^4$ Pa. É impossível a sobrevivência de um ser humano quando forçado a respirar fora desses limites. Analisemos, por exemplo, a situação de um mergulhador que está a uma profundidade de 30 metros e que leva uma garrafa de ar comprimido contendo O_2 a 20% em volume. Nesse caso, a pressão exercida sobre ele é quatro vezes a da superfície, ou seja, $4{,}04 \cdot 10^5$ Pa. Assim:

$$P_{O_2} = \frac{20}{20 + 80} \cdot 4{,}04 \cdot 10^5\ Pa \simeq 8 \cdot 10^4\ Pa$$

Nesse caso, a pressão parcial de O_2 na mistura passa a ser $8 \cdot 10^4$ Pa, o que será fatal.

Outro problema que deve ser contornado é a presença de N_2 na mistura. Caso sua pressão parcial seja superior a $1{,}01 \cdot 10^5$ Pa, ele se dissolverá apreciavelmente no sangue, provocando nos mergulhadores um efeito parecido com o da embriaguez, denominado **narcose de nitrogênio**. Por essa razão, o nitrogênio é substituído pelo gás hélio, que, além de ser bem menos solúvel que o nitrogênio no sangue, não produz tal efeito.

PASQUALE SORRENTINO/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

▲ Tanques que contêm mistura para mergulho em profundidade. Sicília, Itália, em 2001.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

83. Uma mistura gasosa, constituída por 12 g de hidrogênio (H_2) e 32 g de metano (CH_4), ocupa um recipiente de 100 L e exerce uma pressão de 2 atm. Determine para cada componente:

a) a fração em mols; **c)** o volume parcial;

b) a pressão parcial; **d)** a porcentagem em volume.

Resolução

a) Cálculo das quantidades em mols:

$$n_{H_2} = \frac{12\ g}{2\ g/mol} = 6\ mol$$

$$n_{CH_4} = \frac{32\ g}{16\ g/mol} = 2\ mol$$

Cálculo das frações em mols:

$$x_{H_2} = \frac{6\ mol}{8\ mol} \Rightarrow \boxed{x_{H_2} = 0{,}75}$$

$$x_{CH_4} = \frac{2\ mol}{8\ mol} \Rightarrow \boxed{x_{CH_4} = 0{,}25}$$

Note que a fração em mols não tem unidade, é adimensional.

b) Cálculo das pressões parciais:

$$P_{H_2} = x_{H_2} \cdot P = 0{,}75 \cdot 2\ atm \Rightarrow \boxed{P_{H_2} = 1{,}5\ atm}$$

$$P_{CH_4} = x_{CH_4} \cdot P = 0{,}25 \cdot 2\ atm \Rightarrow \boxed{P_{CH_4} = 0{,}5\ atm}$$

c) Cálculo dos volumes parciais:

$$V_{H_2} = x_{H_2} \cdot V = 0{,}75 \cdot 100\ L \Rightarrow \boxed{V_{H_2} = 75\ L}$$

$$V_{CH_4} = x_{CH_4} \cdot V = 0{,}25 \cdot 100\ L \Rightarrow \boxed{V_{CH_4} = 25\ L}$$

d) As porcentagens em volume podem ser inferidas diretamente das frações em mols. Como a fração em mols do hidrogênio é 0,75, então sua porcentagem em volume é 75%.
Observe que, coerentemente, o volume parcial do hidrogênio (75 L) representa 75% do volume total (100 L). Analogamente, a porcentagem em volume do metano é 25%.

84. Uma mistura gasosa é formada por 4 mol de hélio e 1 mol de monóxido de carbono. Sabendo que a pressão total da mistura é 100 kPa e o volume é 125 L, determine para cada gás:

a) a fração em mols;

b) a pressão parcial;

c) o volume parcial;

d) a porcentagem em volume.

85. A porcentagem em volume de nitrogênio no ar é 78%. Qual é a pressão parcial do nitrogênio no interior de um pneu calibrado com 180 kPa de ar?

86. Uma mistura gasosa é formada apenas por hidrogênio e hélio. Para cada molécula de hidrogênio presente há duas moléculas de hélio. Determine para cada componente:

a) a fração em mols; **b)** a porcentagem em volume.

87. Se a mistura da questão anterior estiver submetida a 600 kPa, qual será a pressão parcial de cada componente?

88. Consulte a tabela periódica e determine a massa total da mistura da questão 84. O componente responsável pela maior parte da massa da mistura apresenta a maior fração em mols?

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

89. (Furg-RS) O ar é uma mistura de gases. Mais de 78% dessa mistura é de nitrogênio. O oxigênio representa cerca de 21%. O argônio 0,9% e o dióxido de carbono 0,03%. O restante é constituído de outros gases. O volume ocupado pelo oxigênio nessa mistura, em um ambiente de 10 L, é:

a) 2,1 L. **d)** 17,7 L.

b) 4,7 L. **e)** 22,4 L.

c) 10 L.

▲ **Comentário dos autores:**

Subentenda que as porcentagens apresentadas são em mols, ou em volume, não em massa.

90. (PUC-SP) Uma mistura gasosa, constituída por 14 g de nitrogênio (N_2) e 9 g de hidrogênio (H_2), está em um recipiente fechado, exercendo uma pressão de 1,0 bar. As pressões parciais de nitrogênio e de hidrogênio exercidas nas paredes desse recipiente são, respectivamente:

a) 0,5 bar e 0,5 bar. **d)** 0,61 bar e 0,39 bar.

b) 1,0 bar e 1,0 bar. **e)** 0,75 bar e 0,25 bar.

c) 0,1 bar e 0,9 bar.

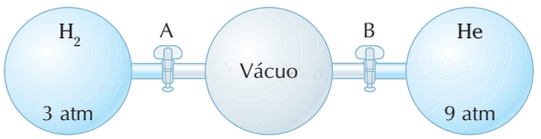
▲ **Comentário dos autores:**

Para seu conhecimento, a unidade de pressão **bar** equivale a 100 kPa.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

91. (UFRGS-RS) Se o sistema representado a seguir for mantido a uma temperatura constante, e se os três balões possuírem o mesmo volume, após se abrirem as válvulas A e B, a pressão total nos três balões será:

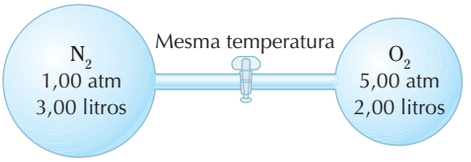
ADILSON SECCO



a) 3 atm. **c)** 6 atm. **e)** 12 atm.
b) 4 atm. **d)** 9 atm.

92. (ITA-SP) Temos um recipiente com N_2 puro e outro com O_2 puro. Volumes e pressões iniciais estão assinalados no esquema abaixo.

ADILSON SECCO



Abrindo-se a torneira que separa os dois gases e mantendo-se a temperatura, a pressão interna estabiliza-se no valor de:

a) 6,00 atm. **c)** 2,60 atm. **e)** 2,17 atm.
b) 3,00 atm. **d)** 2,50 atm.

93. (UFRGS-RS) Dois balões indeformáveis (I e II), à mesma temperatura, contêm, respectivamente, 10 L de N_2 a 1 atm e 20 L de CO a 2 atm. Se os dois gases forem reunidos no balão I, a pressão total da mistura será:

a) 1 atm. **c)** 3 atm. **e)** 5 atm.
b) 2 atm. **d)** 4 atm.

94. (Fuvest-SP) Na respiração humana, o ar inspirado e o ar expirado têm composições diferentes. A tabela a seguir apresenta as pressões parciais, em mmHg, dos gases da respiração em determinado local.

Gás	Ar inspirado	Ar expirado
Oxigênio	157,9	115,0
Dióxido de carbono	0,2	x
Nitrogênio	590,2	560,1
Argônio	7,0	6,6
Vapor-d'água	4,7	46,6

Qual é o valor de x, em mmHg?

a) 12,4 **c)** 48,2 **e)** 71,3
b) 31,7 **d)** 56,5

95. (Unicamp-SP) Algumas misturas gasosas podem ser importantes em ambientes hospitalares, assim como na prática de esportes, como mergulho autônomo a grandes profundidades. Uma dessas misturas, denominada Trimix, contém 16% de oxigênio, 24% de hélio e 60% de nitrogênio (porcentagem em volume). Suponha um cilindro de Trimix mantido à temperatura ambiente e a uma pressão de 9.000 kPa.

a) Escreva as fórmulas dos gases da mistura.
b) Qual é a pressão parcial do hélio no cilindro? Mostre os cálculos.
c) Qual é a massa molar média da mistura? Mostre os cálculos.

Dado: $R = 8{,}3\ kPa \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

96. (UFPE) Um frasco de 22,4 L contém 2,0 mol de H_2 e 1,0 mol de N_2, a 273,15 K ($R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$). Julgue os itens em verdadeiros ou falsos.

0. as frações molares de H_2 e N_2 são respectivamente 2/3 e 1/3.
1. as pressões parciais de H_2 e N_2 são respectivamente 2,0 atm e 1,0 atm.
2. a pressão total no vaso é de 3,0 atm.
3. ao comprimirmos os gases até a metade do volume inicial do frasco, teremos uma pressão final de 1,5 atm.
4. os gases H_2 e N_2 possuem densidades diferentes e, por isso, não se misturam.

97. (UFPE) O ideal é que a pressão parcial do oxigênio no pulmão seja de 0,20 atm. Um mergulhador, que está sujeito a altas pressões, deve dosar o gás que respira para manter a pressão parcial do oxigênio neste valor. Se ele estiver mergulhando a uma profundidade onde a pressão seja de 2,5 atm, qual deve ser a fração molar de oxigênio numa mistura oxigênio/nitrogênio para que ele possa respirar sem dificuldades?

98. (Vunesp) A maior parte dos mergulhos recreativos é realizada no mar, utilizando cilindros de ar comprimido para a respiração. Sabe-se que:

I. O ar comprimido é composto por aproximadamente 20% de O_2 e 80% de N_2 em volume.
II. A cada 10 metros de profundidade, a pressão aumenta de 1 atm.
III. A pressão total a que o mergulhador está submetido é igual à soma da pressão atmosférica mais a da coluna de água.
IV. Para que seja possível a respiração debaixo d'água, o ar deve ser fornecido à mesma pressão a que o mergulhador está submetido.
V. Em pressões parciais de O_2 acima de 1,2 atm, o O_2 tem efeito tóxico, podendo levar à convulsão e morte.

A profundidade máxima em que o mergulho pode ser realizado empregando ar comprimido, sem que seja ultrapassada a pressão parcial máxima de O_2, é igual a:

a) 12 metros. **d)** 40 metros.
b) 20 metros. **e)** 50 metros.
c) 30 metros.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

8 Densidade de gases

SYLVAIN GRANDADAM/AGE/KEYSTOCK

FRANK WHITNEY/THE IMAGE BANK/GETTY IMAGES

▲ Ⓐ Os balões vendidos em parques de diversão são enchidos com hélio. Por que eles sobem quando os soltamos e os balões que enchemos com o gás expelido pelos pulmões não? Ⓑ Outra pergunta: Por que os balões de ar quente sobem?

A resposta às perguntas formuladas na legenda das fotos acima tem relação com o conceito de **densidade absoluta** ou, simplesmente, **densidade** (d), propriedade apresentada no capítulo 2 e definida como a razão entre a massa (m) e o volume (V) de uma amostra de matéria:

$$d = \frac{m}{V}$$

Definição geral de densidade, válida para sólidos, líquidos e gases

8.1 Densidade absoluta de um gás

Conhecendo o volume molar dos gases nas condições em que uma certa substância gasosa se encontra, podemos calcular sua densidade fazendo uso da definição apresentada acima:

$$d = \frac{M}{V} = \frac{\text{massa molar da substância gasosa}}{\text{volume molar da substância gasosa}}$$

Particularmente, se estivermos trabalhando nas CNTP, sabemos que 1 mol ocupa o volume de 22,4 L e, dessa maneira, basta dividir a massa molar do gás (M) pelo volume molar nas CNTP (22,4 L).

Outro modo de calcular densidades absolutas é por meio de uma expressão mais genérica que relaciona densidade com pressão, com massa molar e com temperatura. Essa expressão pode ser deduzida a partir da Lei do Gás Ideal:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad \frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Então:

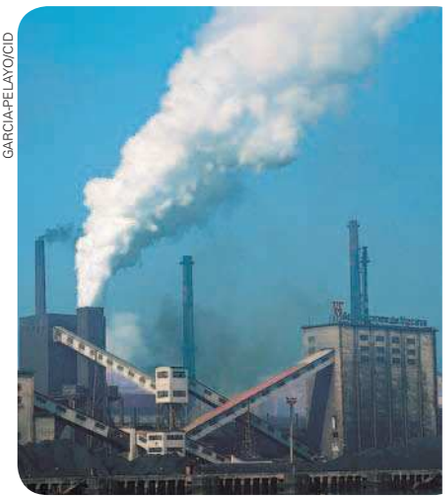
$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Equação para o cálculo de densidade; vale apenas para gás (suposto ideal)

Com auxílio dessa equação, podemos explicar por que um balão de ar quente sobe. Quando aumentamos a temperatura no interior do balão, a densidade do ar nele contido diminui. Assim, podemos dizer que o balão sobe porque sua densidade é menor que a do ar exterior.

Em equação: $d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$ (constante (k)) $\Rightarrow \quad d = k \cdot \frac{1}{T}$

Em palavras: **Para um gás ideal, a pressão constante, a densidade é inversamente proporcional à temperatura na escala kelvin.**



GARCIA-PELAYO/CID

▲ Por que a fumaça sobe? A fumaça sobe porque é menos densa que o ar atmosférico, graças a sua alta temperatura. Bilbao, Espanha.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

8.2 Densidade relativa de gases

Neste contexto, a palavra **relativa** está sendo usada como sinônimo de **em relação a** ou de **comparando com**.

Assim, entende-se por **densidade de um gás A em relação a um gás B** o quociente entre as densidades de A e B, **ambas nas mesmas condições de temperatura e pressão**. Esse quociente pode ser simbolizado por $d_{A,B}$:

$$\text{Densidade do gás A em relação ao gás B} = d_{A,B} = \frac{d_A}{d_B}$$

A partir da expressão deduzida anteriormente, podemos obter uma fórmula simples para calcular densidades relativas:

$$\frac{d_A}{d_B} = \frac{\frac{P \cdot M_A}{R \cdot T}}{\frac{P \cdot M_B}{R \cdot T}} \Rightarrow \boxed{\frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B}} \quad \text{Densidade de um gás em relação a outro}$$

Vamos calcular, como exemplo, a densidade do gás oxigênio, O_2, em relação ao gás hidrogênio, H_2:

$$\frac{d_{O_2}}{d_{H_2}} = \frac{M_{O_2}}{M_{H_2}} = \frac{32\ g/mol}{2\ g/mol} = 16$$

Esse resultado possui a seguinte interpretação: o gás oxigênio é dezesseis vezes mais denso que o gás hidrogênio, estando ambos nas mesmas condições de pressão e temperatura. Note que a densidade relativa não possui unidade. É uma grandeza adimensional.

Um caso de particular interesse é o da densidade de um gás em relação ao ar:

$$\frac{d_{gás}}{d_{ar}} = \frac{M_{gás}}{M_{ar}} \Rightarrow \boxed{\frac{d_{gás}}{d_{ar}} = \frac{M_{gás}}{28{,}9\ g/mol}} \quad \text{Densidade de um gás em relação ao ar}$$

O valor 28,9 g/mol é chamado de **massa molar média do ar**. É calculado por meio de uma média ponderada, a partir da composição do ar seco e isento de poluentes.

Com o auxílio dessa expressão para cálculo da densidade de um gás em relação ao ar podemos responder por que um balão cheio de hélio sobe, mas outro cheio de gás carbônico desce. Quando comparados ao ar, o hélio apresenta densidade menor e o gás carbônico, densidade maior.

$$\frac{d_{He}}{d_{ar}} = \frac{M_{He}}{M_{ar}} = \frac{4{,}0\ g/mol}{28{,}9\ g/mol} < 1 \Rightarrow d_{He} < d_{ar}$$

$$\frac{d_{CO_2}}{d_{ar}} = \frac{M_{CO_2}}{M_{ar}} = \frac{44{,}0\ g\ mol}{28{,}9\ g\ mol} > 1 \Rightarrow d_{CO_2} > d_{ar}$$

ROGÉRIO REIS/PULSAR IMAGENS

◀ Os modernos balões dirigíveis são enchidos com hélio, que substituiu o hidrogênio, usado antigamente. Isso porque o hidrogênio, apesar de ser o gás menos denso que existe, é extremamente inflamável e explosivo. Dirigível sobrevoando o Rio de Janeiro, RJ.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

99. Há um certo tipo de balão popular na época das festas juninas. Contudo, esse tipo é um sério risco à população e ao ambiente. Soltá-lo é considerado **crime** em nosso país.

a) Esses balões são abertos ou fechados?

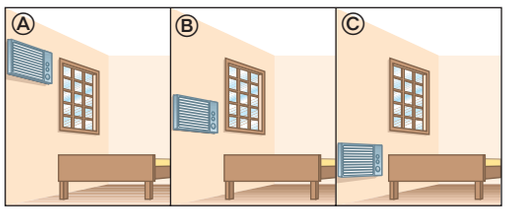
b) Explique por que eles sobem.

c) Que risco representam para as pessoas? E para o ambiente?

100. Nas cidades de clima quente, os aparelhos de ar condicionado são empregados para resfriar o ar da sala. Em algumas localidades mais frias, contudo, o aparelho de ar condicionado é usado para esquentar o ambiente.

Observe os desenhos abaixo e decida, justificando, qual é o desenho que mostra a maneira mais correta (garantindo maior eficiência para aquilo que se deseja) de se instalar o aparelho de ar condicionado em uma localidade de clima:

a) quente **b)** frio



ADILSON SECCO

101. Apresente uma justificativa para o fato de hidrogênio e hélio, quando usados para encher um balão, favorecerem a subida desse balão, mas dióxido de carbono e dióxido de enxofre não.

102. Nas mesmas condições de pressão e temperatura, qual é mais denso, hélio (He) ou metano (CH_4)? Quantas vezes mais denso?

Exercício Resolvido

103. (Unicamp-SP) Durante os dias quentes de verão, uma brincadeira interessante consiste em pegar um saco plástico, leve e de cor preta, encher 3/4 de seu volume com ar, amarrar hermeticamente a sua boca, expondo-o, em seguida, aos raios solares. O ar no interior do saco é aquecido, passando a ocupar todo o volume. Como consequência, o saco sobe na atmosfera como um balão.

a) Considerando a pressão atmosférica constante durante a brincadeira e considerando ainda que inicialmente o ar estava a 27 °C, calcule a variação da temperatura do ar no interior do saco plástico, entre a situação inicial e a final, quando o gás ocupa todo o volume.

b) Qual é a relação entre as densidades do ar no início e no instante em que todo o volume do saco é ocupado?

Resolução

a) **Situação inicial** $\xrightarrow{\text{Aquecimento}}$ **Situação final**

$V_i = \frac{3}{4} V_f$ $\qquad$ V_f

$T_i = 27\ °C = 300\ K$ $\qquad$ T_f

n $\qquad$ n

P_{atm} $\qquad$ P_{atm}

Fazendo uso da **Lei do Gás Ideal** para os estados **inicial** e **final**, temos:

$P_{atm} \cdot V_i = n \cdot R \cdot T_i$

$P_{atm} \cdot V_f = n \cdot R \cdot T_f$

Dividindo as duas equações:

$$\frac{P_{atm} \cdot V_f}{P_{atm} \cdot V_i} = \frac{n \cdot R \cdot T_f}{n \cdot R \cdot T_i}$$

Como $\frac{V_f}{V_i} = \frac{4}{3}$:

$$T_f = \frac{4 \cdot 300}{3} = 400\ K\ (127\ °C)$$

Portanto a variação da temperatura é de 100 °C.

b) $$\frac{d_f}{d_i} = \frac{\frac{m}{V_f}}{\frac{m}{V_i}} = \frac{\frac{1}{V_f}}{\frac{1}{\frac{3}{4}V_f}} = \frac{3}{4}$$

$\boxed{\frac{d_f}{d_i} = \frac{3}{4}}$ ou $\boxed{\frac{d_i}{d_f} = \frac{4}{3}}$

104. Logo após a explosão de uma bomba atômica na superfície da Terra, sobe uma enorme quantidade de poeira e cinzas, compondo o chamado *cogumelo atômico* (veja a foto abaixo). Explique como se forma o cogumelo atômico.

US DEPT. OF ENERGY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/LATINSTOCK

◀ Teste nuclear da bomba XX-10 Priscilla, Nevada, EUA, 1957.

105. Dentro de um balão meteorológico há gás hidrogênio (H_2) submetido a 1,5 atm e 20 °C. Calcule a densidade desse gás, nessas condições, em g/L.

106. Se a atmosfera da Terra fosse exclusivamente formada por gás oxigênio, quais dos seguintes gases poderiam, pelo menos em princípio, ser usados para fazer um balão subir?

N_2, CO, CO_2, SO_2, SO_3, Ar, Kr, Xe

107. Nas mesmas condições de pressão e temperatura, quantas vezes o gás butano (C_4H_{10}) é mais denso que o ar?

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

108. (Fuvest-SP) São propriedades de toda substância no estado gasoso:

I. Ocupar toda a capacidade do recipiente que a contém.

II. Apresentar densidade bastante inferior à do líquido obtido pela sua condensação.

Para ilustrar essas propriedades, utilizou-se um liquidificador em cujo copo foram colocadas algumas esferas pequenas, leves e inquebráveis. Explique como esse modelo pode ser usado para ilustrar as propriedades I e II.

109. (UFC-CE) Ao desejar identificar o conteúdo de um cilindro contendo um gás monoatômico puro, um estudante de Química coletou uma amostra desse gás e determinou sua densidade, d = 5,38 g/L, nas seguintes condições de temperatura e pressão: 15 °C e 0,97 atm. Com base nessas informações, e assumindo o modelo do gás ideal:

a) calcular a massa molar do gás;

b) identificar o gás.

$R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

110. (UFT-TO) Uma certa quantidade de gás está contida em um cilindro metálico, que é fechado em uma das extremidades e, na outra, é provido de um pistão móvel.

Um estudante submeteu esse gás a um aquecimento progressivo e observou que o pistão se deslocava com o aumento da temperatura.

Após observar esse fenômeno, ele formulou estas conclusões:

I. o aquecimento provoca uma diminuição na densidade do gás contido no cilindro;

II. o aumento da temperatura provoca um aumento da energia cinética média das moléculas do gás; e

III. o aquecimento do gás não altera o produto pressão × volume.

Analisando-se essas três conclusões, é **CORRETO** afirmar que

a) apenas a I está certa.

b) apenas a II está certa.

c) apenas a I e a II estão certas.

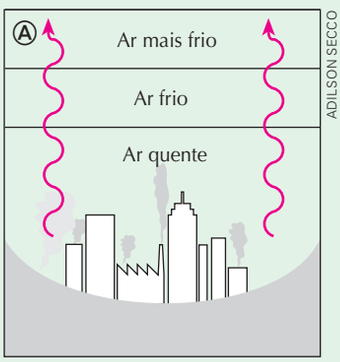
d) apenas a II e a III estão certas.

INVERSÃO TÉRMICA E DISPERSÃO DOS POLUENTES

Os gases expelidos pelos automóveis e chaminés das fábricas estão, geralmente, mais quentes que o ar atmosférico que se encontra sobre o local. Assim sendo, eles são menos densos e sobem. Isso está esquematizado na figura Ⓐ.

Contudo, em certas circunstâncias decorrentes da complexa movimentação das massas de ar (assunto estudado pela Meteorologia), a camada de ar acima de uma cidade pode ficar mais quente que a inferior, conforme aparece no esquema da figura Ⓑ.

Nessa situação, chamada de **inversão térmica**, os gases poluentes não conseguem subir, pois estão mais densos que essa camada superior. Assim, quando ocorre o fenômeno meteorológico da inversão térmica, a dispersão dos poluentes é grandemente dificultada, o que é especialmente prejudicial nos grandes centros urbanos.



ADILSON SECCO

Situação normal.

ROGÉRIO CASSIMIRO/FOLHA IMAGEM

▲ São Paulo, SP, em 2005, em dia de inversão térmica. Note o manto cinzento de poluentes sobre a cidade.

ADILSON SECCO

Inversão térmica.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Informe-se sobre a Química

Pressurização de cabine de avião

Grande parte dos aviões comerciais voa a altitudes entre 7.500 m e 12.000 m. A estas altitudes a pressão atmosférica está abaixo de 0,50 atm, muito menos do que a pressão de 1,0 atm à qual nossos corpos estão acostumados. Se uma pessoa fosse submetida a tal queda de pressão – e à correspondente queda do nível de oxigênio – os efeitos fisiológicos incluiriam vertigem, dor de cabeça, dificuldade de respiração e até mesmo inconsciência. Por essa razão, aviões comerciais pressurizam o ar no interior de suas cabines para manter uma oxigenação adequada. Se, por algum motivo, a cabine do avião se despressurizar, os passageiros são orientados a respirar com o auxílio de máscaras de oxigênio.

A pressurização do ar da cabine é realizada por uma parte do sistema de circulação global do ar. As turbinas agem empurrando o ar para trás e com isso impulsionam o avião para frente. O ar injetado na cabine para pressurizá-la é drenado dos compressores das turbinas para o interior das cabines de comando e de passageiros através das chamadas "válvulas de sangramento". É um ar quente que deve ser resfriado a uma temperatura em torno de 22 °C para ser introduzido no interior da cabine.

Quanto mais ar for injetado no interior da cabine, maior será a pressão interna. Para que a pressão do ar no interior da cabine fechada não aumente demais, parte do ar injetado deve ser eliminada, de forma controlada, para que possa ser mantida, no interior da cabine, a pressão desejada. Para isso existem válvulas cuja finalidade é regular o fluxo de saída do ar.

Aeronaves a jato mantêm uma pressurização interna de 0,72 atm, o que equivale à pressão atmosférica de um local com 2.438 m de altitude. Nesse ambiente existem apenas 72% do oxigênio disponível em um local no nível do mar (como a cidade de Recife).

O corpo humano está adaptado para viver sob certas condições de temperatura, pressão e oxigenação. Em se tratando da natureza humana, é sabido que o limite fisiológico para uma pessoa que esteja em boas condições de saúde é a altitude de 3.048 m. De 3.048 m a 3.657 m de altitude, o organismo tem, ainda, certa capacidade de adaptação. Acima dessa faixa, o uso de fonte suplementar de oxigênio é necessário para que se mantenham normais as funções fisiológicas.

DAVID R. FRAZIER PHOTOLIBRARY, INC./ALAMY/OTHER IMAGES

◀ Os aviões a jato, em geral, mantêm uma pressurização interna em suas cabines de 0,72 atm, equivalente à pressão atmosférica num local a 2.438 m de altitude.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

1. Regulamentos de voo, em geral, impõem que a pressão no interior das cabines, para que se mantenham normais as funções fisiológicas humanas, seja de 0,72 atm, o que equivale a uma altitude de 2.438 m, ou seja, 610 m abaixo do limite fisiológico. Converta a pressão citada para milímetros de mercúrio (mmHg) e para centímetros de mercúrio (cmHg).

2. Cite algumas vantagens da utilização de cabines pressurizadas em aviões a jato.

3. Cite algumas desvantagens decorrentes da utilização de cabines pressurizadas em aviões a jato.

4. "Quando estamos em repouso, nós inspiramos e expiramos cerca de doze vezes por minuto.

Ao inspirarmos, o volume da cavidade torácica aumenta, expandindo o volume de nossos pulmões. Isso faz com que a pressão do ar dentro dos pulmões diminua. Como a pressão do ar externo é agora maior que a interna, há fluxo de ar para dentro dos pulmões.

O inverso ocorre quando expiramos: o volume torácico diminui, o que aumenta a pressão do ar nos pulmões. O ar está agora a uma pressão maior do que no exterior e, então, há fluxo de ar para fora."

Fonte: SISKA, P. *University Chemistry*. Upper Sadde River: Pearson International Edition, 2006. (Tradução dos autores.)

Popularmente se diz que, ao inspirar, "puxamos ar para dentro dos pulmões". Baseando-se no texto, explique o **erro** que existe nessa frase.

5. Pesquise o que é a condição chamada de hipóxia.

Reavalie o que você pensa a respeito

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

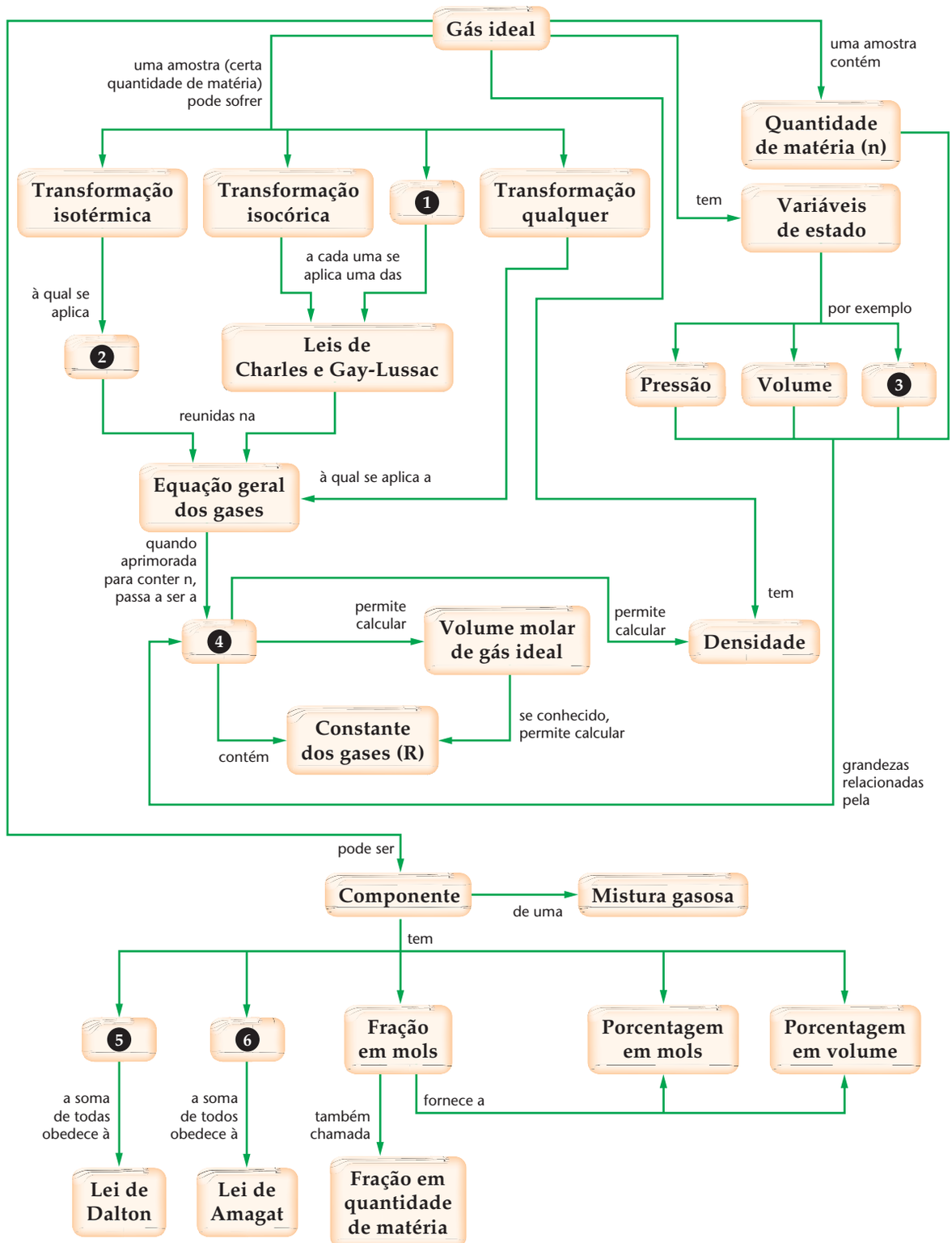
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

MAPA CONCEITUAL – GASES

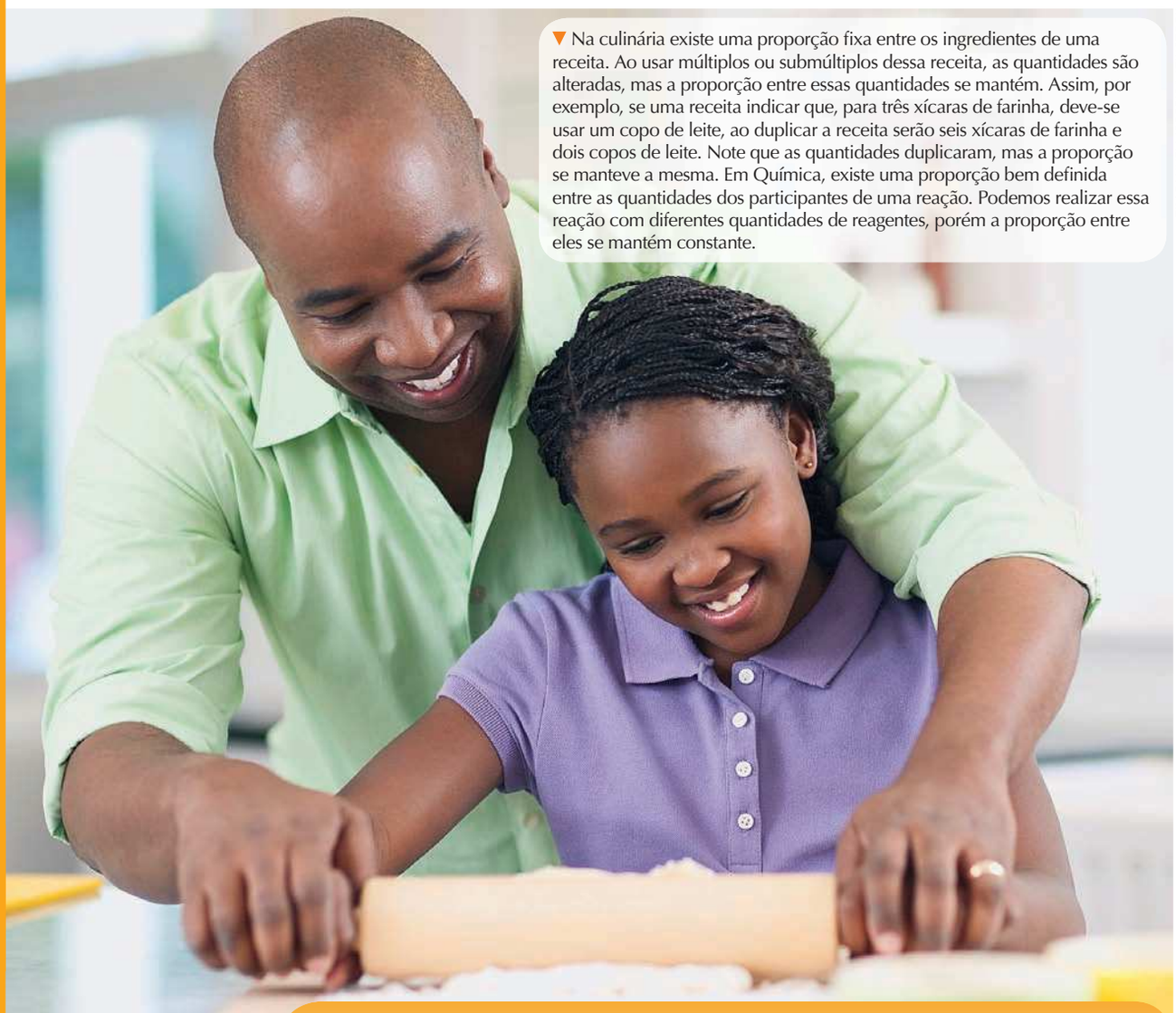
Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

CAPÍTULO 15

Aspectos quantitativos das reações químicas



TIM PANNELL/CORBIS/LATINSTOCK

▼ Na culinária existe uma proporção fixa entre os ingredientes de uma receita. Ao usar múltiplos ou submúltiplos dessa receita, as quantidades são alteradas, mas a proporção entre essas quantidades se mantém. Assim, por exemplo, se uma receita indicar que, para três xícaras de farinha, deve-se usar um copo de leite, ao duplicar a receita serão seis xícaras de farinha e dois copos de leite. Note que as quantidades duplicaram, mas a proporção se manteve a mesma. Em Química, existe uma proporção bem definida entre as quantidades dos participantes de uma reação. Podemos realizar essa reação com diferentes quantidades de reagentes, porém a proporção entre eles se mantém constante.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Alguns conteúdos importantes:

- ✔ *Relação entre os coeficientes estequiométricos e as quantidades em mols dos participantes de uma reação*
- ✔ *Lei Volumétrica de Gay-Lussac*
- ✔ *Estabelecimento de relações estequiométricas envolvendo quantidade em mols, massa, volume (no caso de substância gasosa), número de moléculas e outras grandezas correlatas*
- ✔ *Excesso de reagente*
- ✔ *Reagentes que contenham impurezas*
- ✔ *Rendimento de uma reação*

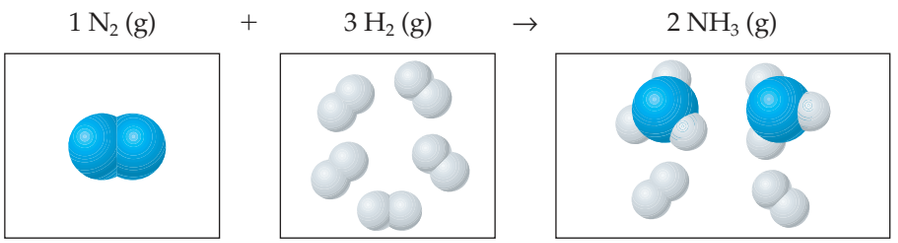
O que você pensa a respeito?

Resolva em seu caderno

Sondagem de concepções prévias

Na lista abaixo estão relacionados alguns termos e conceitos. Indique no seu caderno aqueles que você julga que estejam relacionados à imagem e justifique sua escolha. Discuta com seus colegas e apresente as conclusões ao professor.

- reagente limitante
- reagente em excesso
- decomposição da amônia
- síntese da amônia
- proporção entre mols



ADILSON SECCO

Pare e situe-se!

Texto introdutório ao capítulo

Quando uma reação química é realizada com quantidades conhecidas de reagentes, é possível prever a quantidade de produto(s) formado(s)?

E, de modo inverso, é possível fazer uma estimativa da quantidade de reagente(s) necessário(s) para obter certa quantidade de produto(s)?

Em ambos os casos a resposta é afirmativa.

A partir das massas atômicas, listadas na tabela periódica, pode-se calcular a massa molar de cada reagente ou produto de uma reação química. Conhecidas essas massas molares e a equação química do processo, é possível estabelecer relações entre as quantidades de reagentes e de produtos e, baseando-se nelas, fazer previsões.

Estabelecer tais relações e, a partir delas, realizar previsões é o que se denomina **estequiometria** ou **cálculo estequiométrico**, tema deste capítulo.

Para tornar mais produtivo o estudo da estequiometria, este capítulo aborda, como situação inicial, a produção de uma das substâncias mais importantes para as indústrias químicas, a amônia. Várias discussões serão apresentadas no capítulo utilizando a síntese da amônia como exemplo. Cada discussão abordará um ponto importante da estequiometria.

Você aprenderá como relacionar mols, massa e número de moléculas dos participantes, como relacionar essas grandezas ao volume de participantes gasosos, como levar em conta a presença de impurezas nos reagentes e como considerar o fato de a reação eventualmente não apresentar rendimento total, ou seja, o fato de ela aparentemente "parar" antes que os reagentes sejam totalmente consumidos.

Enfim, este capítulo fornece uma visão geral sobre a relação entre as quantidades consumidas de reagentes e as quantidades formadas de produtos.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

USAREMOS A SÍNTESE DA AMÔNIA VÁRIAS VEZES COMO EXEMPLO NESTE CAPÍTULO

A amônia, NH_3, é uma substância muito importante para as indústrias químicas e para a sociedade. Ela é matéria-prima para a produção de certas variedades de plásticos, fibras têxteis, corantes, explosivos (que, ao contrário do que muita gente pensa, possuem também aplicações pacíficas e benéficas), ração para gado, medicamentos, produtos de limpeza e espuma para colchões e travesseiros. A amônia também é empregada em equipamentos de refrigeração e na fabricação de ácido nítrico.

Socialmente, talvez a mais importante das aplicações da amônia seja na produção de fertilizantes. Num mundo em que 90% ou mais da alimentação mundial vem da agricultura, a produção de fertilizantes é essencial para o plantio em larga escala.

Nas fábricas de amônia, a produção dessa substância é feita por meio da reação entre os gases nitrogênio e hidrogênio, realizada sob condições apropriadas em um reator (recipiente projetado para a ocorrência de determinada reação química). O nitrogênio usado provém do ar atmosférico e o hidrogênio é obtido da decomposição da água pela passagem de corrente elétrica.

Um grupo de engenheiros químicos está projetando uma indústria de amônia, na qual se deseja produzir diariamente oito toneladas e meia dessa substância ($8{,}5\ t = 8{,}5 \cdot 10^6\ g$).

Os engenheiros devem estimar as quantidades das matérias-primas nitrogênio e hidrogênio necessárias, a cada dia, para atingir a meta desejada. Vamos abordar o problema desse cálculo em várias situações neste capítulo, ressaltando um ponto importante em cada uma delas.

VLADIMIR MALYGIN/ITAR-TASS/NEWSCOM

◀ Fábrica de amônia em Dorogobuzk, Rússia, 2003.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

1 Relações estequiométricas fundamentais

1.1 Coeficientes estequiométricos

A síntese da amônia pode ser equacionada da seguinte maneira:

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightarrow 2\,NH_3\,(g)$$

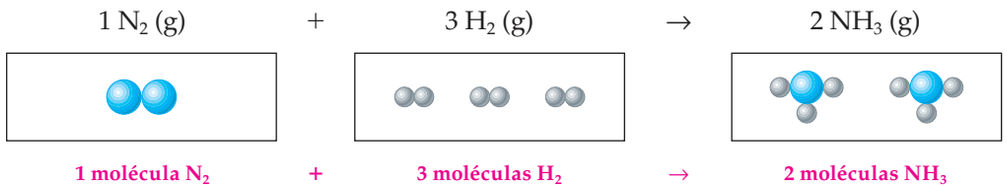
Numa equação química, os números colocados antes da fórmula de cada substância, seja reagente ou produto, são os **coeficientes estequiométricos** ou, simplesmente, **coeficientes**.

Átomos não são criados nem destruídos numa reação química. Assim, os coeficientes devem ser corretamente escolhidos a fim de que o número de átomos de um certo elemento químico seja o mesmo em ambos os membros da equação química. Quando os coeficientes estão adequadamente colocados, diz-se que a equação química está corretamente **balanceada**.

O correto balanceamento de uma equação química está de acordo com a Lei de Lavoisier e com a Teoria Atômica de Dalton.

Na reação equacionada anteriormente, os coeficientes são um, três e dois. Esses coeficientes informam que uma molécula de nitrogênio reage com três moléculas de hidrogênio produzindo duas moléculas de amônia.

Isso se encontra representado por meio do seguinte modelo microscópico, em que as esferas cinza representam átomos do elemento químico hidrogênio e as esferas azuis átomos do elemento químico nitrogênio.



ADILSON SECCO

(Em todo este capítulo, átomos serão representados por esferas em cores fantasiosas e fora de proporção.)

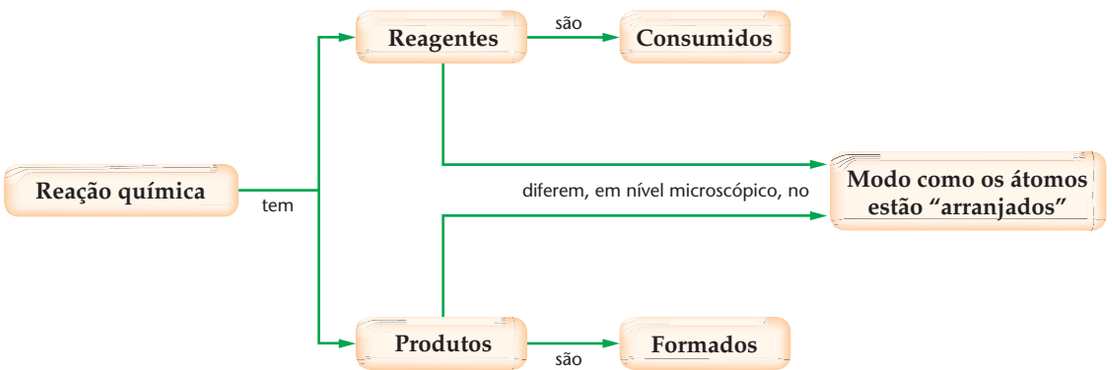
A equação está corretamente balanceada, ou seja, está de acordo com a Lei de Lavoisier e com a Teoria Atômica de Dalton.

Revise

Releia os capítulos 3 e 4, especialmente as partes referentes à Lei de Lavoisier, à Lei de Proust, à Teoria Atômica de Dalton e ao balanceamento de equações químicas.

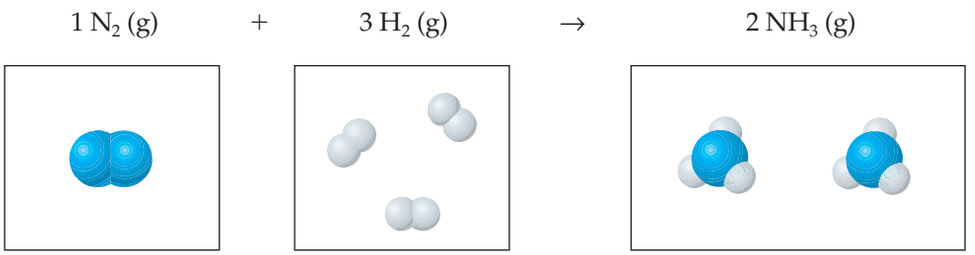
Neste capítulo você aplicará o que aprendeu lá.

1.2 Proporção estequiométrica entre números de moléculas



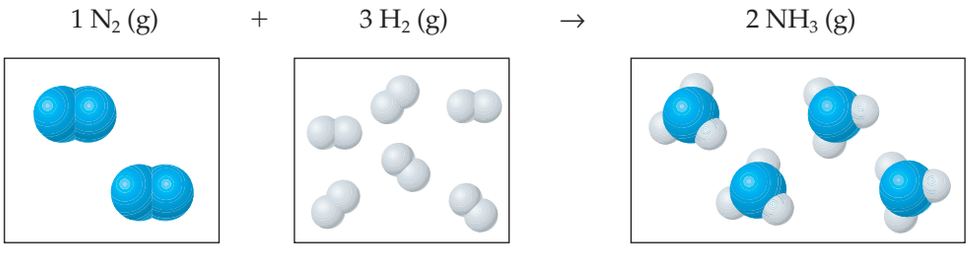
Acabamos de ver que, na equação que representa a produção da amônia, os coeficientes informam que uma molécula de N_2 reage com três moléculas de H_2 produzindo duas moléculas de NH_3.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



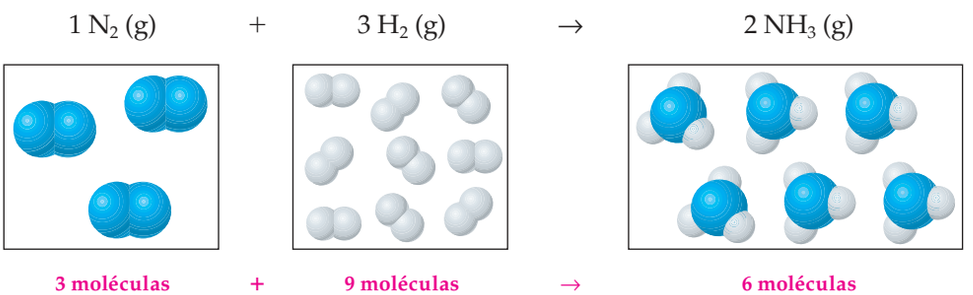
ADILSON SECCO

E se forem duas moléculas de N_2 reagindo? Ora, duas moléculas de N_2 reagem com seis de H_2 e produzem quatro de NH_3.



ADILSON SECCO

Analogamente, três moléculas de N_2 reagem com nove de H_2 e produzem seis de NH_3.



ADILSON SECCO

Então, é importante perceber que **os coeficientes estequiométricos não indicam necessariamente a quantidade de moléculas que reagem ao realizar essa reação. Elas indicam a proporção entre os números de moléculas que tomam parte na reação** da síntese da amônia.

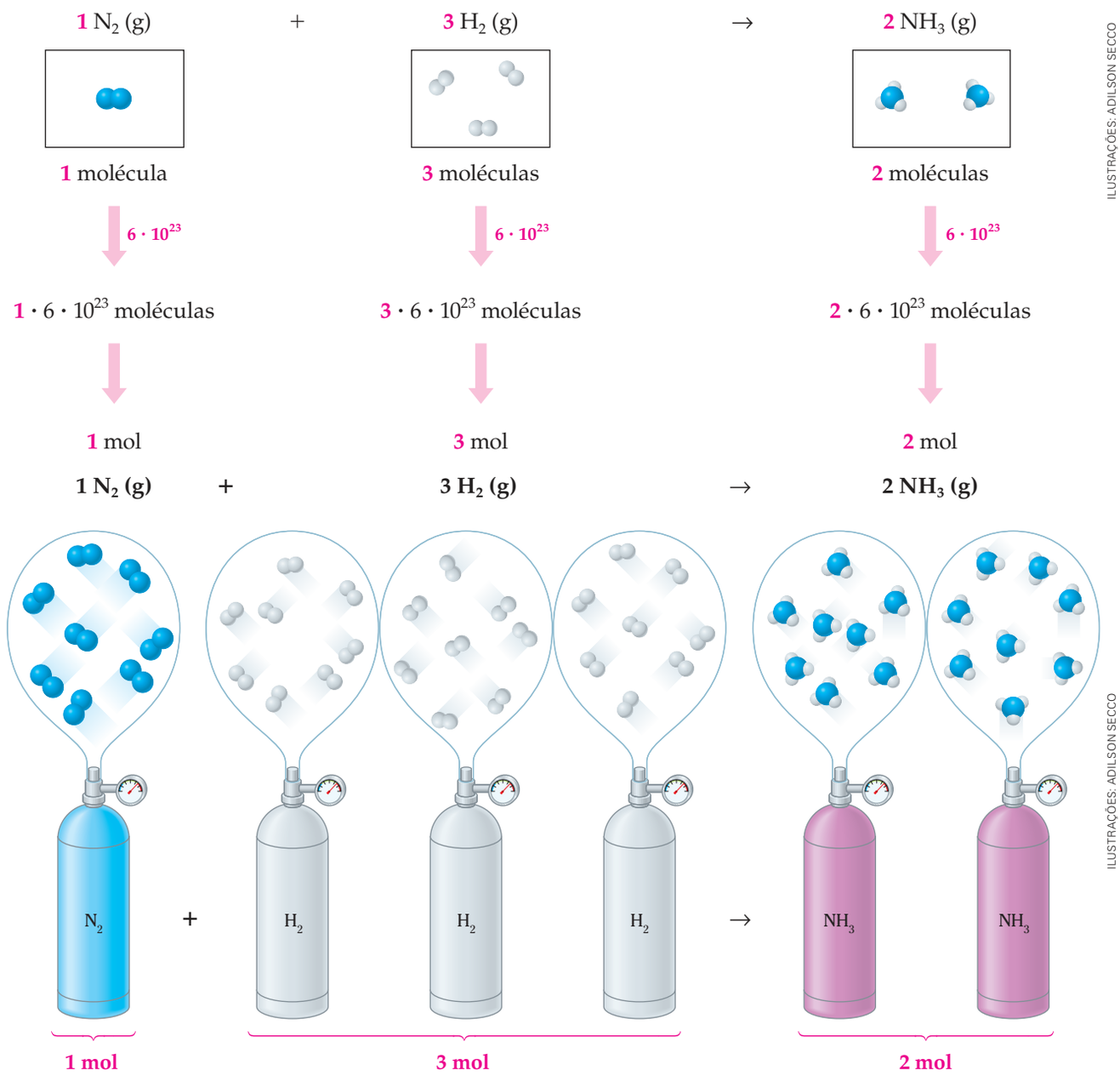
1.3 Proporção estequiométrica entre quantidades em mols

Como já foi visto, moléculas são entidades muitíssimo pequenas. Na menor amostra de uma substância molecular que conseguimos ver há uma quantidade extremamente grande de moléculas.

Assim, embora os coeficientes nos informem a proporção entre as moléculas que reagem, do ponto de vista de utilidade macroscópica **é mais vantajoso considerar os coeficientes como indicadores da proporção entre a quantidade em mols dos participantes de uma reação**.

O raciocínio para isso é simples. No caso da síntese da amônia, por exemplo, se uma molécula de N_2 reage com três de H_2 para formar duas de NH_3, podemos dizer que $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de N_2 reagirão com $3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2 produzindo $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ moléculas de NH_3. Como $6 \cdot 10^{23}$ moléculas são 1 mol de moléculas, podemos dizer que 1 mol de moléculas de N_2 reage com 3 mol de moléculas de H_2 produzindo 2 mol de moléculas de NH_3.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Os **coeficientes estequiométricos** informam a **proporção entre as quantidades em mols** dos participantes de uma dada reação química, denominada **proporção estequiométrica** dessa reação química.

É fundamental perceber que, ao realizar a síntese da amônia, não é apenas uma molécula de N_2 que reage com três de H_2 produzindo duas de NH_3. Há um número muitíssimo grande de moléculas reagindo e sendo formadas. Mas há uma lei da natureza que é seguida por essa reação. A **proporção** entre os números de moléculas dos participantes, assim como a **proporção** entre as quantidades em mols, é expressa pelos coeficientes estequiométricos.

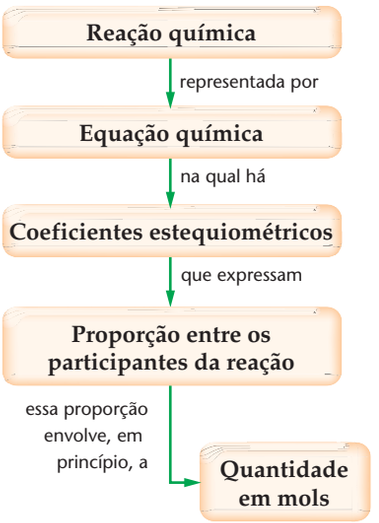
	N_2	+	$3\ H_2$	→	$2\ NH_3$
Proporção entre moléculas:	1	:	3	:	2
Proporção entre mols de moléculas:	1	:	3	:	2

1.4 Relação entre quantidades em mols

Já estamos em condições de dar uma primeira resposta ao problema proposto no início do capítulo, determinando as quantidades em mols de nitrogênio e hidrogênio. Inicialmente, vamos calcular a quantidade em mols de amônia que se deseja produzir. A massa molar da amônia, calculada a partir da consulta à tabela periódica, é 17 g/mol. E a massa de amônia que se deseja produzir diariamente na indústria é de $8{,}5 \cdot 10^6$ g. Assim:

Massa		Quantidade de matéria
17 g	———	1 mol
$8{,}5 \cdot 10^6$ g	———	x

$\Rightarrow \quad x = 5{,}0 \cdot 10^5$ mol



Agora podemos estabelecer regras de três partindo da proporção em mols expressa pelos coeficientes estequiométricos da equação química:

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

Proporção:	**1 mol**		**3 mol**	**2 mol**
Grandeza envolvida:	**Quantidade de matéria**		**Quantidade de matéria**	**Quantidade de matéria**
	1 mol	———	3 mol	2 mol
	y	———	z	$5{,}0 \cdot 10^5$ mol

Temos, então, uma regra de três que permite determinar o valor de y e outra que permite determinar o valor de z.

1 mol	———	2 mol
y	———	$5{,}0 \cdot 10^5$ mol

$y = 2{,}5 \cdot 10^5$ mol

3 mol	———	2 mol
z	———	$5{,}0 \cdot 10^5$ mol

$z = 7{,}5 \cdot 10^5$ mol

Assim, para produzir diariamente $5{,}0 \cdot 10^5$ mol de amônia, a indústria gastará, também diariamente, $2{,}5 \cdot 10^5$ mol do reagente gás nitrogênio e $7{,}5 \cdot 10^5$ mol do reagente gás hidrogênio. Resolvemos o problema proposto no início do capítulo, expressando as respostas em quantidade de matéria.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

1. As reações de neutralização ácido-base são muito importantes na Química. Qual é a quantidade em mols de NaOH necessária à completa neutralização de 5 mol de H_2SO_4?

Resolução

Inicialmente, vamos fazer a equação do processo e balanceá-la:

$$H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

Por meio dessa equação, sabemos que a proporção estequiométrica é de 1 mol de H_2SO_4 para 2 mol de NaOH. Assim, podemos montar uma regra de três:

$$H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

Proporção:	**1 mol**	**2 mol**
Grandeza:	**Quantidade de matéria**	**Quantidade de matéria**
	1 mol	2 mol
	5 mol	x

$\Rightarrow \quad x = 10$ mol

Assim, são necessários 10 mol de NaOH para neutralizar 5 mol de H_2SO_4.

Note que essa resposta nada mais é que uma consequência da proporção estequiométrica, que revela ser necessário, em mols, o dobro de NaOH em relação a H_2SO_4.

2. A propulsão do ônibus espacial envolve, entre outras, a reação química entre hidrogênio, H_2, e oxigênio, O_2, que produz água.

a) Escreva a equação corretamente balanceada que representa essa reação química.

b) Qual é a proporção estequiométrica entre as quantidades em mols dos reagentes e do produto dessa reação?

c) Quantos mols de água são produzidos quando são consumidos 100 mol de hidrogênio e 50 mol de oxigênio?

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3. O ácido fosfórico — empregado como acidulante em certas guloseimas e em refrigerantes tipo "cola" — é produzido por meio da reação entre ácido sulfúrico e apatita, $Ca_3(PO_4)_2$, de acordo com a reação equacionada a seguir:

$$Ca_3(PO_4)_2\ (aq) + 3\ H_2SO_4\ (aq) \rightarrow 2\ H_3PO_4\ (aq) + 3\ CaSO_4\ (s)$$

a) Quantos mols de ácido sulfúrico e de apatita são necessários para a produção de 10 mol de ácido fosfórico?

b) O sulfato de cálcio, outro produto da reação, é empregado na elaboração de massa corrida para paredes e na fabricação de giz. Quantos mols de sulfato de cálcio são produzidos juntamente com 10 mol do ácido?

4. (UFSCar-SP) O cloreto de potássio, $KC\ell$, é um composto utilizado como fertilizante para plantas. Os íons K^+ e $C\ell^-$ apresentam raios iônicos respectivamente iguais a 138 pm e 181 pm, em que 1 pm = 10^{-12} m. O peróxido de hidrogênio, H_2O_2, é um produto químico de grande importância industrial, decompondo-se quando exposto à luz. É usado em grande escala como alvejante para tecidos, papel e polpa de madeira.

Escreva a equação da reação de decomposição do peróxido de hidrogênio. Calcule a quantidade em mol de moléculas do gás produzido na decomposição de 10 mol de moléculas de peróxido de hidrogênio.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

5. (Cefet-PR) Em uma das etapas de tratamento da água, ocorre a retenção de partículas sólidas em uma massa gelatinosa constituída de hidróxido de alumínio. Essa substância é preparada pela adição de $Ca(OH)_2$ e $A\ell_2(SO_4)_3$ à água contida em tanques de tratamento. O número de mols de $A\ell_2(SO_4)_3$ que devem reagir com suficiente $Ca(OH)_2$ para formar 10 mol de hidróxido de alumínio é igual a:

a) 1 **b)** 2 **c)** 3 **d)** 4 **e)** 5

6. (UFF-RJ) Determine a opção que indica quantos mols de $HC\ell$ são produzidos na reação de 0,43 mol de fosgênio ($COC\ell_2$) com a água, conforme a reação:

$$COC\ell_2 + H_2O \rightarrow CO_2 + 2\ HC\ell$$

a) 0,43 **c)** 0,86 **e)** 0,56

b) 1,00 **d)** 2,00

7. (UCSal-BA) Na reação de óxido de alumínio com ácido sulfúrico forma-se sulfato de alumínio, $A\ell_2(SO_4)_3$. Para se obterem 3 mol desse sulfato, quantos mols do ácido são necessários?

a) 3 **b)** 6 **c)** 9 **d)** 12 **e)** 15

8. (PUC-RS) Da hidrólise do carbureto de cálcio, de fórmula CaC_2, obtêm-se o etino e o hidróxido de cálcio. O número de mols de água necessários para consumir, totalmente, 2 mol de carbureto é:

a) 0,5 **b)** 2 **c)** 4 **d)** 6 **e)** 8

▲ **Comentário dos autores:**

A fórmula molecular do etino é C_2H_2.

9. (UFMS) O gás butano, C_4H_{10}, é um dos componentes do gás de cozinha. Considerando a combustão completa de dois mol de butano, em presença de quantidade suficiente de O_2 (g), qual o número total de mols dos reagentes e produtos envolvidos na reação?

▲ **Comentário dos autores:**

A equação da reação é

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}\ O_2(g) \rightarrow 4\,CO_2(g) + 5\,H_2O(g)$$

10. (Mackenzie-SP) $C_2H_6O + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

A equação acima representa a combustão do etanol. Se após 2 horas de reação forem produzidos 48 mol de CO_2, a quantidade em mol de etanol consumido em 1 minuto é de

a) 0,5 mol. **c)** 0,04 mol. **e)** 12,0 mol.

b) 24,0 mol. **d)** 0,2 mol.

1.5 Relação entre massas

No item 1.4 calculamos as quantidades em mols de nitrogênio e hidrogênio necessárias à produção de $8{,}5 \cdot 10^6$ g de amônia.

Se a intenção é determinar a massa de cada um desses reagentes, uma maneira de fazer isso é a seguinte: obter as massas molares consultando a tabela periódica e, a partir delas e das quantidades em mols já determinadas, calcular a massa de cada um dos dois gases.

Há, contudo, um meio mais direto de chegar às massas dos reagentes. Em vez de montarmos regras de três envolvendo as quantidades em mols, como fizemos anteriormente, podemos montá-la com base nas massas.

A ideia envolvida é simples. Os coeficientes nos fornecem a proporção em mols. Consultando a tabela periódica, chegamos às massas molares dos participantes e, de posse delas, montamos uma regra de três envolvendo massas.

	N_2	+	$3\ H_2$	→	$2\ NH_3$
Proporção:	**1 mol**		**3 mol**		**2 mol**
	A massa de 1 mol de N_2 é 28 g		**A massa de 1 mol de H_2 é 2 g**		**A massa de 1 mol de NH_3 é 17 g**
Grandeza envolvida:	**Massa**		**Massa**		**Massa**
	28 g	———	$3 \cdot 2$ g	———	$2 \cdot 17$ g
	x	———	y	———	$8{,}5 \cdot 10^6$ g

Temos, então, uma regra de três que permite determinar a massa de nitrogênio (x) e outra que permite determinar a massa de hidrogênio (y), necessárias à produção de $8{,}5 \cdot 10^6$ g de amônia.

28 g ——— $2 \cdot 17$ g
x ——— $8{,}5 \cdot 10^6$ g

$x = 7{,}0 \cdot 10^6$ g

$3 \cdot 2$ g ——— $2 \cdot 17$ g
y ——— $8{,}5 \cdot 10^6$ g

$y = 1{,}5 \cdot 10^6$ g

Assim, para produzir diariamente 8,5 t de amônia, a indústria gastará, também diariamente, 7,0 t de gás nitrogênio e 1,5 t de gás hidrogênio ($1\ t = 10^6$ g).

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

11. (FGV-SP) Balanceando-se a reação $A\ell_2(SO_4)_3 + 3\ Ca(OH)_2 \rightarrow \mathbf{y}\ A\ell(OH)_3 + \mathbf{z}\ CaSO_4$ corretamente, obtêm-se os valores de **y** e **z**.
Qual a massa necessária de $Ca(OH)_2$ para reagir completamente com **w** quilogramas de $A\ell_2(SO_4)_3$?

Dados:
Massas molares de $A\ell_2(SO_4)_3 = 342\ g \cdot mol^{-1}$, $Ca(OH)_2 = 74\ g \cdot mol^{-1}$ e **w = y + z**

a) 3,25 quilogramas.
b) 5,40 quilogramas.
c) 4,62 quilogramas.
d) 1,08 quilogramas.
e) 67,57 gramas.

Resolução

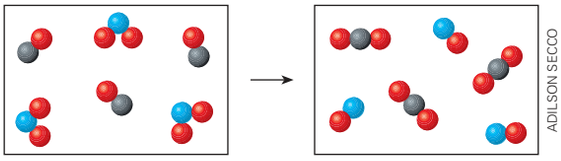
A equação corretamente balanceada é:
$A\ell_2(SO_4)_3 + 3\ Ca(OH)_2 \rightarrow 2\ A\ell(OH)_3 + 3\ CaSO_4$
Assim, **y** = 2, **z** = 3 e **w** = 5. O enunciado informa que **w** kg (isto é, 5 kg) de $A\ell_2(SO_4)_3$ reagem.
Portanto:

	1 $A\ell_2(SO_4)_3$	3 $Ca(OH)_2$
Proporção:	**1 mol**	**3 mol**
Grandeza:	**Massa**	**Massa**
	342 g	$3 \cdot 74$ g
	5 kg	x

$\Rightarrow$ $x = 3{,}25$ kg

Alternativa **a**.

12. Observe os seguintes modelos:



ADILSON SECCO

Eles representam, em nível molecular, um sistema gasoso antes e depois de uma reação química. As esferas vermelhas representam átomos de oxigênio, as pretas átomos de carbono e as azuis átomos de nitrogênio. Sobre o sistema, responda às questões.
a) Equacione a reação envolvida.
b) Admita que, no início, haja 1 mol de moléculas de cada reagente. Qual a massa total dos reagentes? E a massa total dos produtos?
c) Compare as respostas do item anterior e diga se estão de acordo com a Lei de Lavoisier.

13. (UFSC) ***"Houston, we have a problem."*** Ao enviar essa mensagem em 13 de abril de 1970, o comandante da missão espacial Apollo 13, Jim Lovell, sabia: a vida de seus companheiros e a sua própria estavam em perigo. Um dos tanques de oxigênio da nave explodira. Uma substância, o superóxido de potássio (K_2O_4), poderia ser utilizada para absorver o CO_2 e ao mesmo tempo restaurar o O_2 na nave.
Calcule, segundo a equação

$$K_2O_4 + CO_2 \rightarrow K_2CO_3 + \frac{3}{2}\ O_2,$$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

a massa, em kg, de K_2O_4 necessária para consumir todo o CO_2 exalado por um tripulante durante 72 horas se, em média, uma pessoa exala 1,0 kg de CO_2 por dia. (O = 16, C = 12, K = 39.)

14. (Unicamp-SP) Há alguns meses, a Petrobras anunciou que reduziria, de 5% para 3%, o teor de enxofre no óleo combustível. Isso significa cerca de 272 toneladas de enxofre a menos, por dia, na atmosfera. Sabe-se que o enxofre contido no óleo é, na realidade, transformado em SO_2 (um gás) no momento da queima (combustão). Qual a massa (em toneladas) deste gás que deixará de ser lançada na atmosfera, por dia, devido à melhoria anunciada?
(Dados: massas atômicas relativas: O = 16; S = 32.)

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

15. (UFPE) Superóxido de potássio, KO_2, é utilizado em equipamentos de respiração em sistemas fechados para remover o dióxido de carbono e a água do ar exalado. A remoção de água gera oxigênio para a respiração pela reação:

$$4\ KO_2\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell) \rightarrow 3\ O_2\ (g) + 4\ KOH\ (s)$$

O hidróxido de potássio remove o dióxido de carbono do equipamento pela reação:

$$KOH\ (s) + CO_2\ (g) \rightarrow KHCO_3\ (s)$$

Dados: Massas molares ($g \cdot mol^{-1}$): K = 39; H = 1; O = 16.
Determine a massa de superóxido de potássio necessária para gerar 20 g de O_2. (Indique o inteiro mais próximo.)

16. (Unicamp-SP) A obtenção de etanol, a partir de sacarose (açúcar) por fermentação, pode ser representada pela seguinte equação:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow 4\ C_2H_5OH + 4\ CO_2$$

Admitindo-se que o processo tenha rendimento de 100% e que o etanol seja anidro (puro), calcule a massa (em kg) de açúcar necessária para produzir um volume de 50 litros de etanol, suficiente para encher um tanque de um automóvel.
(Densidade do etanol = 0,8 g/cm^3; massa molar da sacarose = 342 g/mol; massa molar do etanol = = 46 g/mol.)

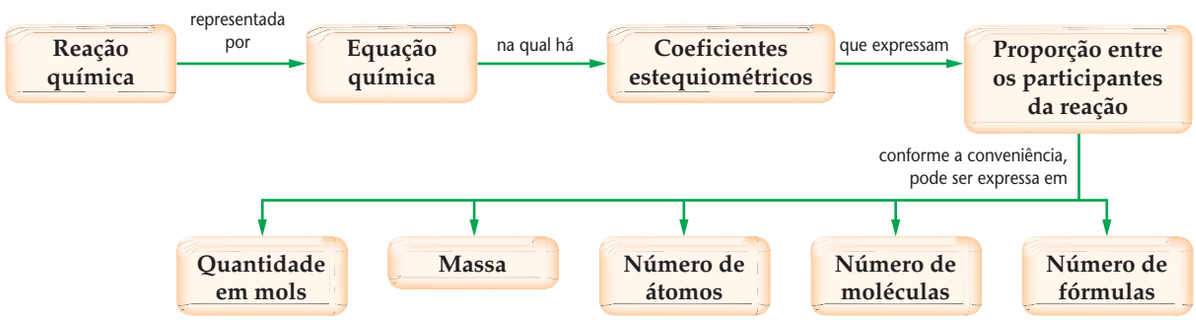
17. (UnB-DF) A reação entre dimetilidrazina — $(CH_3)_2NNH_2$ — e tetróxido de dinitrogênio — N_2O_4 — é usada como propelente de foguetes espaciais. Os produtos da reação são água, dióxido de carbono e nitrogênio molecular. Escreva a equação química balanceada para essa reação e calcule a massa de N_2O_4, em quilogramas, necessária para reagir com 30 kg de dimetilidrazina.
Massas molares:
M(C) = 12 g/mol M(N) = 14 g/mol
M(H) = 1,0 g/mol M(O) = 16 g/mol

18. (UFRGS-RS) A combustão completa da glicose, $C_6H_{12}O_6$, é responsável pelo fornecimento de energia ao organismo humano. Na combustão de 1,0 mol de glicose, o número de gramas de água formado é igual a

a) 6 **d)** 108
b) 12 **e)** 180
c) 18

1.6 Relação entre quantidades em mols, massas, moléculas, fórmulas e átomos

Como já sabemos, os coeficientes da equação nos fornecem a proporção em quantidade de matéria (expressa em mols). Conhecida a proporção em mols, é possível relacioná-la com massas, moléculas (compostos moleculares), fórmulas (compostos iônicos) ou até mesmo átomos das substâncias participantes da reação. Vejamos, na próxima página, um exemplo bastante ilustrativo de como isso é possível.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Observe a equação abaixo que representa a reação entre prata e ácido nítrico, ocorrida em condições ambientes.

$$3\ Ag\ (s)\ +\ 4\ HNO_3\ (aq)\ \rightarrow\ 3\ AgNO_3\ (aq)\ +\ 1\ NO\ (g)\ +\ 2\ H_2O\ (\ell)$$

Fazendo-se reagir $3{,}6 \cdot 10^{22}$ átomos de prata com quantidade suficiente de ácido nítrico, calcule:

a) a massa do ácido nítrico que reagiu;

b) o número de fórmulas do nitrato de prata formado;

c) o número de moléculas de NO gasoso formado;

d) a quantidade de matéria expressa em mols de água formada.

$$3\ Ag\ (s) + 4\ HNO_3\ (aq) \rightarrow 3\ AgNO_3\ (aq) + 1\ NO\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell)$$

Proporção:	3 mol	4 mol	3 mol	1 mol	2 mol
Grandezas envolvidas:	Número de átomos	Massa	Número de fórmulas	Número de moléculas	Mols
Transformando mol em:	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos	$4 \cdot 63$ g massa	$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ fórmulas	$1 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ moléculas	2 mol mols
Dados do problema:	$3{,}6 \cdot 10^{22}$ átomos	x massa	y fórmulas	z moléculas	w mols

Teremos, assim, quatro regras de três que nos permitirão determinar a massa do HNO_3 (x), o número de fórmulas de $AgNO_3$ (y), o número de moléculas de NO (z) e a quantidade de matéria expressa em mol de H_2O (w).

$3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ —— $4 \cdot 63$ g —— $3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ —— $6 \cdot 10^{23}$ —— 2 mol

$3{,}6 \cdot 10^{22}$ —— x —— y —— z —— w

$x = 5{,}04$ g | $y = 3{,}6 \cdot 10^{22}$ fórmulas | $z = 1{,}2 \cdot 10^{22}$ moléculas | $w = 0{,}04$ mol

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

19. O gás cloro é produzido industrialmente a partir do cloreto de sódio. Em laboratório, contudo, quando é necessária pequena quantidade desse gás, pode-se obtê-lo por meio da reação entre o dióxido de manganês e o ácido clorídrico, que pode ser assim equacionada:

$MnO_2\ (s) + 4\ HC\ell\ (aq) \rightarrow$
$\rightarrow MnC\ell_2\ (aq) + 2\ H_2O\ (\ell) + C\ell_2\ (g)$

Nessa reação, deseja-se utilizar 29 g de dióxido de manganês.

a) Quantos mols de $HC\ell$ são necessários?

b) Quantas moléculas de cloro serão produzidas?

Resolução

	MnO_2	4 $HC\ell$	$C\ell_2$
Proporção:	**1 mol**	**4 mol**	**1 mol**
Grandezas:	**Massa**	**Quantidade de matéria**	**Número de moléculas**
	87 g	4 mol	$6 \cdot 10^{23}$ moléculas
	29 g	x	y

$x = 1{,}3$ mol | $y = 2 \cdot 10^{23}$ moléculas

a) É necessário 1,3 mol de $HC\ell$.

b) São produzidas $2 \cdot 10^{23}$ moléculas de $C\ell_2$.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

20. (UEM-PR) O principal componente do cimento do tipo portland é a cal virgem, nome popular do óxido de cálcio. Esse composto, quando hidratado, forma o hidróxido de cálcio, também conhecido como cal apagada. Qual o volume de água necessário para reagir estequiometricamente com $18 \cdot 10^{23}$ moléculas [fórmulas] de cal virgem?
Considere a densidade da água igual a 1 g/mL.
(Dados: Ca = 40; O = 16 e H = 1.)

21. (Uerj) Objetos de prata são oxidados por poluentes atmosféricos, adquirindo uma coloração escura. Um dos modos de limpeza destes objetos consiste em embrulhá-los em papel-alumínio e mergulhá-los em uma solução ligeiramente alcalina.

As equações abaixo representam os processos de oxidação e limpeza.

oxidação
$4\ Ag\ (s) + 2\ H_2S\ (g) + 1\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ Ag_2S\ (s) + 2\ H_2O\ (\ell)$
limpeza
$2\ A\ell\ (s) + 3\ Ag_2S\ (s) \rightarrow 2\ A\ell^{3+}\ (aq) + 3\ S^{2-}\ (aq) + 6\ Ag\ (s)$

Num processo de limpeza, foram recuperados $6 \cdot 10^{21}$ átomos de prata. Admitindo-se que a reação apresente 100% de rendimento, calcule a massa de alumínio consumida neste processo.

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

22. (UFPE) Nas usinas siderúrgicas, a obtenção de ferro metálico a partir da hematita envolve a seguinte reação (não balanceada):

$$Fe_2O_3\ (s) + CO\ (g) \rightarrow Fe\ (s) + CO_2\ (g)$$

Percebe-se desta reação que o CO_2 é liberado para a atmosfera, podendo ter um impacto ambiental grave relacionado com o efeito estufa. Qual o número de moléculas de CO_2 liberadas na atmosfera, quando um mol de óxido de ferro (III) é consumido na reação? Considere: Constante de Avogadro igual a $6 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$.

a) $6 \cdot 10^{23}$
b) $24 \cdot 10^{23}$
c) $12 \cdot 10^{23}$
d) $36 \cdot 10^{23}$
e) $18 \cdot 10^{23}$

23. (UFRGS-RS) Os clorofluorcarbonos (CFCs) sofrem decomposição nas altas camadas da atmosfera, originando átomos de cloro, os quais atacam moléculas de ozônio (O_3), produzindo oxigênio. Supondo que 1 mol de ozônio seja totalmente transformado em moléculas de oxigênio, o número de moléculas produzidas é:

a) $3{,}01 \cdot 10^{23}$
b) $6{,}02 \cdot 10^{23}$
c) $9{,}03 \cdot 10^{23}$
d) $12{,}04 \cdot 10^{23}$
e) $18{,}06 \cdot 10^{23}$

24. (Ufes) O número de moléculas de NO formadas, juntamente com a água, na reação da amônia (NH_3) com $3{,}60 \cdot 10^{21}$ moléculas de oxigênio é:

a) $3{,}60 \cdot 10^{21}$
b) $2{,}88 \cdot 10^{21}$
c) $2{,}40 \cdot 10^{21}$
d) $1{,}80 \cdot 10^{21}$
e) $6{,}02 \cdot 10^{21}$

25. (UFF-RJ) Em relação à produção de fosfato de sódio por meio da reação do ácido fosfórico com um excesso de hidróxido de sódio, pede-se:

a) a equação balanceada para a reação;

b) a quantidade, em gramas, de fosfato de sódio produzido ao se utilizarem $2{,}5 \cdot 10^{23}$ moléculas de ácido fosfórico.

2 Relações estequiométricas com volume de gás

2.1 Lei Volumétrica de Gay-Lussac

No trabalho científico, as observações desempenham papel fundamental. A partir delas é possível elaborar generalizações, enunciando as leis da natureza. Entre essas leis estão a de Lavoisier e a de Proust, intimamente relacionadas com o cálculo estequiométrico.

No início do século XIX, o cientista francês Gay-Lussac realizou uma série de experiências nas quais mediu, nas mesmas condições de pressão e temperatura, o volume de gases envolvidos em reações químicas.

Considere os seguintes dados experimentais: volume de gás nitrogênio gasto, volume de gás hidrogênio gasto e volume de gás amônia produzido em uma série de repetições da reação de síntese da amônia. **Todos os volumes foram medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura**.

Diversos experimentos	nitrogênio	+	hidrogênio	→	amônia
1º	50 mL		150 mL		100 mL
2º	100 mL		300 mL		200 mL
3º	500 mL		1.500 mL		1.000 mL
4º	1 L		3 L		2 L
5º	2 L		6 L		4 L
6º	3 L		9 L		6 L
7º	4 L		12 L		8 L

A que conclusão podemos chegar por meio desses dados?

De uma repetição para a outra, variam os volumes dos participantes gasosos. Mas a **proporção** entre os volumes desses participantes é constante.

	N_2	+	$3\ H_2$	→	$2\ NH_3$
Proporção entre volumes:	**1**	**:**	**3**	**:**	**2**

Fundamentado em resultados experimentais como esses que utilizamos como exemplo, Gay-Lussac pôde enunciar uma lei natural.

> Os volumes das substâncias gasosas que participam de uma reação química, medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura, mantêm entre si uma **proporção fixa**. Essa proporção pode ser expressa por meio de **números inteiros e pequenos**. Essa é a **Lei Volumétrica de Gay-Lussac**.

2.2 Interpretação da Lei Volumétrica de Gay-Lussac

Gay-Lussac viveu de 1778 a 1850. Nessa época ainda não havia muita clareza sobre as fórmulas das substâncias nem sobre as equações químicas corretamente balanceadas. O conceito de mol ainda não havia sido elaborado.

Com base nas ideias aceitas atualmente, pode-se propor uma explicação para a Lei de Gay-Lussac. Primeiramente, perceba que a proporção entre volumes dos participantes gasosos é a mesma que a existente entre mols:

	N_2	+	$3\ H_2$	→	$2\ NH_3$
Proporção entre volumes:	**1**	**:**	**3**	**:**	**2**
Proporção entre mols:	**1**	**:**	**3**	**:**	**2**

A partir da Lei do Gás Ideal podemos determinar o volume de uma amostra gasosa em função de sua quantidade em mols, de sua pressão e de sua temperatura. Considerando que várias amostras gasosas tenham seus volumes determinados nas mesmas condições de pressão e temperatura, é possível demonstrar que o volume é diretamente proporcional à quantidade em mols.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

A demonstração é feita a seguir, na qual "k" representa um valor constante.

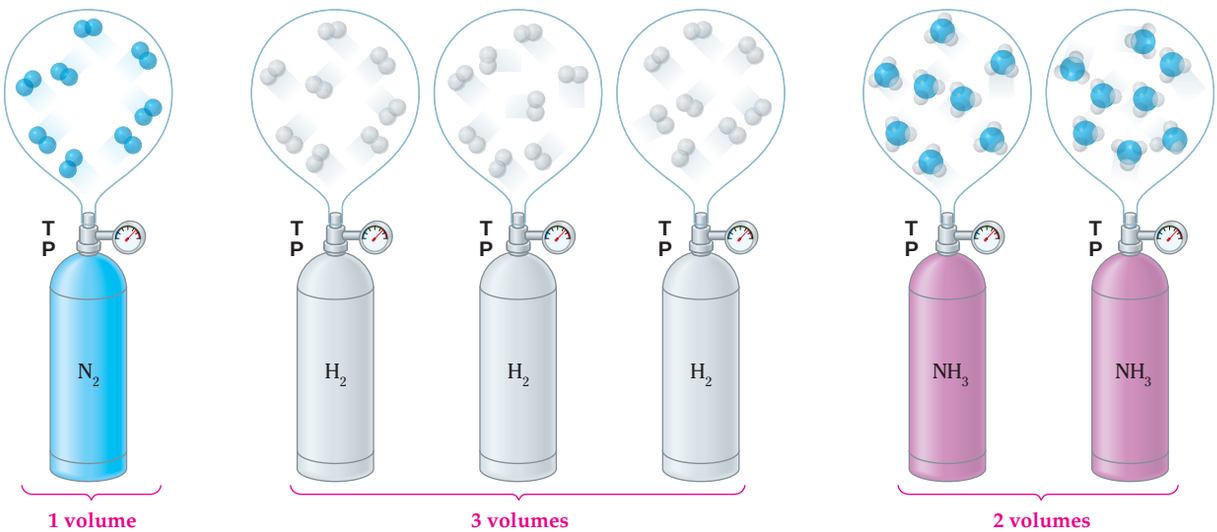
Em equação: $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$ (constante (k)) $\Rightarrow$ $V = k \cdot n$

Em palavras: **Para gás ideal, a pressão e temperatura constantes, o volume e a quantidade em mols na amostra são diretamente proporcionais.**

Então, como o volume é diretamente proporcional à quantidade em mols (com pressão e temperatura constantes), a **proporção** entre os volumes de gases que participam de uma reação (com pressão e temperatura constantes) é a mesma **proporção** que existe entre as quantidades em mols desses participantes. Essa é uma interpretação atual para a Lei Volumétrica de Gay-Lussac.

Reflita

Por que a Lei Volumétrica de Gay-Lussac não vale para os líquidos e os sólidos participantes de uma reação química?



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

2.3 Relação entre volumes

Voltemos ao problema proposto no início deste capítulo. Anteriormente, calculamos as quantidades em mols e também as massas de nitrogênio e hidrogênio necessárias à produção de 8,5 t de amônia.

Agora, o objetivo é determinar o volume de cada um desses reagentes. Vamos aproveitar o fato de que os volumes de substâncias gasosas são proporcionais à quantidade em mols e incorporar o volume na elaboração de regras de três. Serão determinados os volumes de N_2 e de H_2, medidos a 25 °C e 1 atm, necessários à produção de 8,5 t de NH_3.

A montagem pode ser feita como segue, em que utilizamos a informação de que o volume molar dos gases, a 25 °C e 1 atm, é 24,5 L. Essa informação é tabelada (veja, por exemplo, a tabela 1 no item 4 do capítulo 14) ou pode ser calculada empregando a Lei do Gás Ideal com n = 1 mol, P = 1 atm e T = 298 K.

N_2 + 3 H_2 → 2 NH_3

Proporção: 1 mol | 3 mol | 2 mol

(1 mol: O volume molar de gás a 25 °C e 1 atm é 24,5 L; 3 mol: O volume molar de gás a 25 °C e 1 atm é 24,5 L; 2 mol: A massa de 1 mol de NH_3 é 17 g)

Grandezas envolvidas:	Volume		Volume		Massa
	24,5 L	———	3 · 24,5 L	———	2 · 17 g
	x	———	y	———	$8{,}5 \cdot 10^6$ g

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Temos, então, uma regra de três que permite determinar o volume de nitrogênio (x) e outra que permite determinar o volume de hidrogênio (y), ambos medidos a 25 °C e 1 atm, necessários à produção de $8{,}5 \cdot 10^6$ g de amônia.

$$\begin{array}{ccc} 24{,}5\ \text{L} & \text{———} & 2 \cdot 17\ \text{g} \\ x & \text{———} & 8{,}5 \cdot 10^6\ \text{g} \end{array} \qquad \begin{array}{ccc} 3 \cdot 24{,}5\ \text{L} & \text{———} & 2 \cdot 17\ \text{g} \\ y & \text{———} & 8{,}5 \cdot 10^6\ \text{g} \end{array}$$

$x = 6{,}1 \cdot 10^6$ L $\qquad$ $y = 1{,}8 \cdot 10^7$ L

Assim, para produzir diariamente 8,5 t de amônia, a indústria gastará diariamente $6{,}1 \cdot 10^6$ L de gás nitrogênio e $1{,}8 \cdot 10^7$ L de gás hidrogênio, volumes medidos a 25 °C e 1 atm. Se desejássemos determinar esses volumes em outras condições de pressão e temperatura bastaria empregar, no lugar de 24,5 L, o volume molar de gás nas condições desejadas.

2.4 Relação entre quantidades em mols, massas, moléculas, átomos e volumes

Como já sabemos, os coeficientes da equação nos fornecem a proporção em quantidade de matéria (expressa em mols). Conhecida a proporção em mols, vimos que é possível relacioná-la com massas, moléculas, fórmulas ou até mesmo átomos das substâncias participantes da reação. Vejamos agora um exemplo bastante ilustrativo de como é possível também relacionar coeficientes da equação com volumes, quando houver participante(s) no estado gasoso.

Observe a equação abaixo que representa a reação entre sódio metálico e água, ocorrida em condições ambientes.

(Considere o volume molar nas condições ambientes = 24 L · mol^{-1}.)

2 Na (s) + 2 H_2O (ℓ) → 2 NaOH (aq) + 1 H_2 (g)

Fazendo-se reagir $7{,}2 \cdot 10^{22}$ átomos de sódio com quantidade suficiente de água, calcule:

a) o número de moléculas de água que reagiu;

b) a massa do hidróxido de sódio formado;

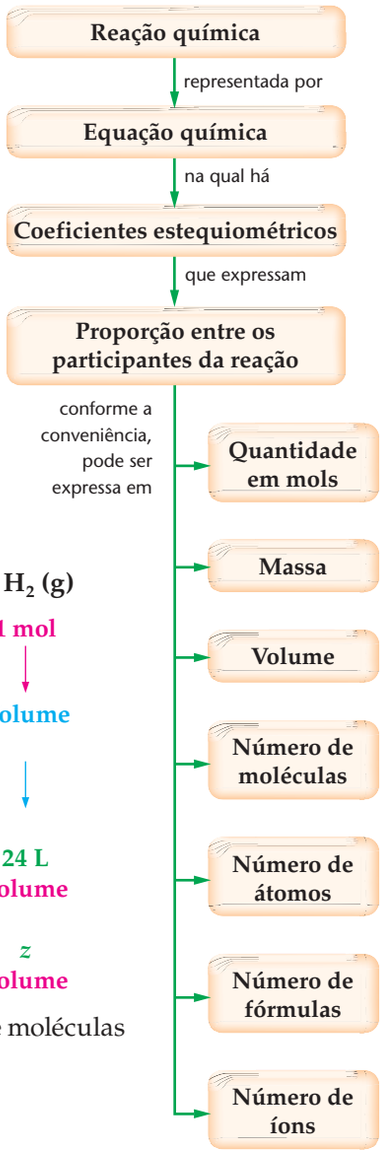
c) o volume de H_2 gasoso formado nas condições ambientes.

	2 Na (s)	+	2 H_2O (ℓ)	→	2 NaOH (aq)	+	1 H_2 (g)
Proporção:	2 mol		2 mol		2 mol		1 mol
Grandezas envolvidas:	Número de átomos		Número de moléculas		Massa		Volume
Transformando mol em:	$2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos	———	$2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ moléculas	———	2 · 40 g massa	———	24 L volume
Dados do problema:	$7{,}2 \cdot 10^{22}$ átomos	———	x moléculas	———	y massa	———	z volume

Teremos, assim, regras de três que nos permitirão determinar o número de moléculas de H_2O (x), a massa de NaOH (y) e o volume de H_2 (z).

$$\begin{array}{ccccccc} 2 \cdot 6 \cdot 10^{23} & \text{———} & 2 \cdot 6 \cdot 10^{23} & \text{———} & 2 \cdot 40\ \text{g} & \text{———} & 24\ \text{L} \\ 7{,}2 \cdot 10^{22} & \text{———} & x & \text{———} & y & \text{———} & z \end{array}$$

$x = 7{,}2 \cdot 10^{22}$ moléculas $\qquad$ $y = 4{,}8$ g $\qquad$ $z = 1{,}44$ L



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

GAY-LUSSAC

Nos primórdios do século XIX, surgiram muitas dificuldades para se escreverem as fórmulas e equações corretas. Um exemplo é a reação para o preparo de óxido nítrico, que, hoje, é assim escrita:

$$N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,NO\,(g)$$

Gay-Lussac, em 1805, estudou os volumes relativos de nitrogênio e oxigênio que se combinavam nessa reação e constatou que eram iguais. Constatou também que o volume de óxido nítrico produzido era igual ao volume total de nitrogênio e oxigênio consumido. Com base nesse e numa série de estudos similares, propôs que os volumes combinados de gases se mantinham em proporções simples como as massas combinadas dos átomos, e considerou esse trabalho uma confirmação da teoria de Dalton. Dalton, entretanto, pensou apenas em termos de átomos se combinando quando os elementos reagem. Assim, escreveu esta reação: N + O → NO, e achou que, se havia uma relação direta entre os volumes combinados e as massas combinantes, o volume de NO formado seria apenas a metade do volume total de nitrogênio e oxigênio consumidos. Achou melhor acreditar que os resultados experimentais de Gay-Lussac não eram dignos de confiança. Avogadro reconheceu a dificuldade e publicou uma declaração, em 1811, em que formulava a hipótese de que as substâncias elementares podem existir como moléculas poliatômicas. Somente em 1860, quando um dos estudantes de Avogadro, chamado Cannizzaro, confirmou a hipótese, é que os químicos começaram a acreditar em sua importância.

Fonte: SLABAUGH, W. H. e PARSONS, T. D. *Química Geral*. 2. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1982. p. 27.

▲ Joseph-Louis Gay-Lussac (1778-1850). Retrato colorizado, séc. XIX. Coleção particular.

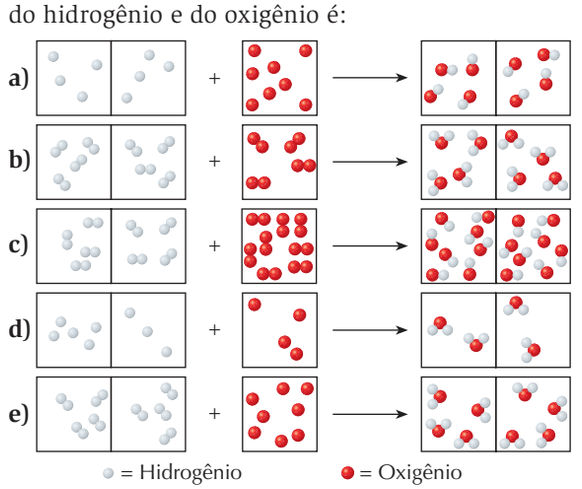
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

26. (Fuvest-SP) Em um artigo publicado em 1808, Gay-Lussac relatou que dois volumes de hidrogênio reagem com um volume de oxigênio, produzindo dois volumes de vapor de água (volumes medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura).
Em outro artigo, publicado em 1811, Avogadro afirmou que volumes iguais, de quaisquer gases, sob as mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas.
Dentre as representações abaixo, a que está de acordo com o exposto e com as fórmulas moleculares atuais do hidrogênio e do oxigênio é:



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

27. Seja a reação abaixo, na qual todos os gases se encontram nas mesmas condições de P e T:

$$2\,H_2\,(g) + 1\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,H_2O\,(v)$$

Calcule o volume da mistura ($H_2\,(g) + O_2\,(g)$) necessário para produzir 400 mL de água (v).

a) 600 mL
b) 400 mL
c) 200 mL
d) 1.200 mL
e) 800 mL

28. (PUC-PR) Aplicando a Lei de Gay-Lussac, das combinações em volume, qual a contração em volume experimentada na equação abaixo, mantendo-se constantes as condições de pressão e temperatura para os reagentes e produtos gasosos?

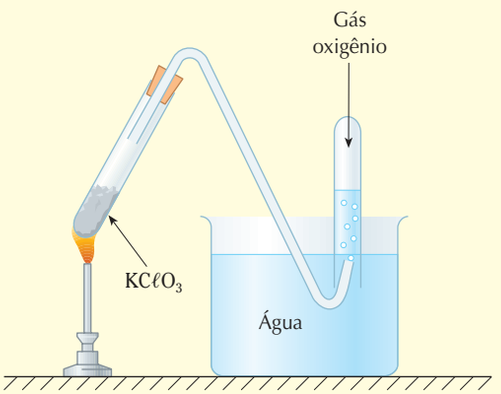
$$N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$$

a) 100%
b) 60%
c) 50%
d) 30%
e) 20%

Exercício Resolvido

29. O gás oxigênio é extraído industrialmente do ar atmosférico. Em laboratório, pode ser obtido pela decomposição do $KC\ell O_3$ sólido que, aquecido

numa aparelhagem como a ilustrada a seguir, produz $KC\ell$ sólido e O_2 gasoso.



ADILSON SECCO

Para produzir 500 mL de O_2, recolhido a 30 °C e 1 atm, qual deve ser a massa de $KC\ell O_3$ decomposta?

(Dado: volume molar de gás a 30 °C e 1 atm = 25 L.)

Resolução

Pelos dados, pode-se equacionar a reação:

$2\ KC\ell O_3\ (s) \rightarrow 2\ KC\ell\ (s) + 3\ O_2\ (g)$ ou

$KC\ell O_3\ (s) \rightarrow KC\ell\ (s) + \frac{3}{2}\ O_2\ (g)$

E, pelos coeficientes, podemos executar o cálculo estequiométrico:

	$2\ KC\ell O_3$	$3\ O_2$
Proporção:	**2 mol**	**3 mol**
Grandezas:	**Massa**	**Volume**

$$\left.\begin{array}{rcl} 2 \cdot 122{,}5\ g & \text{———} & 3 \cdot 25\ L \\ x & \text{———} & 0{,}500\ L \end{array}\right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{x = 1{,}63\ g}$$

30. (UFPI) Pilotos levam tabletes de LiH para, no caso de acidente no mar, encher barcos ou coletes salva-vidas com gás hidrogênio obtido da reação desse composto com água:

$$LiH + H_2O \rightarrow LiOH + H_2$$

Considerando $R = 0{,}082\ \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$, indique quantos gramas de LiH são necessários para inflar um barco salva-vidas, de volume igual a 8,20 L, pressão de 3,00 atm e temperatura de 27,0 °C.

a) 7,94 g
b) 11,1 g
c) 37,8 g
d) 44,4 g
e) 87,7 g

31. (PUC-RS) Um dos efeitos da chamada "chuva ácida" causada pelo SO_2 (g) lançado na atmosfera é a transformação do mármore, $CaCO_3$ (s), em gesso, $CaSO_4$ (s), que pode ser representado pelas seguintes equações:

$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ SO_3\ (g)$

$SO_3\ (g) + H_2O\ (\ell) \rightarrow H_2SO_4\ (aq)$

$H_2SO_4\ (aq) + CaCO_3\ (s) \rightarrow$

$\rightarrow CaSO_4\ (s) + H_2O\ (\ell) + CO_2\ (g)$

A quantidade de gesso que pode ser formada, no máximo, pela reação de 44,8 litros de SO_2 (g) lançado na atmosfera, nas CNTP, é:

a) 34 g.
b) 68 g.
c) 136 g.
d) 272 g.
e) 340 g.

32. (Fuvest-SP) O equipamento de proteção conhecido como *air-bag*, usado em automóveis, contém substâncias que se transformam, em determinadas condições, liberando N_2, que infla um recipiente de plástico.

As equações das reações envolvidas no processo são:

$$\underbrace{2\ NaN_3}_{\text{azoteto de sódio}} \rightarrow 2\ Na + 3\ N_2$$

$$10\ Na + 2\ KNO_3 \rightarrow K_2O + 5\ Na_2O + N_2$$

a) Considerando que N_2 é gerado nas duas reações, calcule a massa de azoteto de sódio necessária para que sejam gerados 80 L de nitrogênio, nas condições ambientes.

b) Os óxidos formados, em contato com a pele, podem provocar queimadura. Escreva a equação da reação de um desses óxidos com a água contida na pele.

(Dados: Volume molar do gás nas condições ambientes = 25 L/mol; massa molar do NaN_3 = 65 g/mol.)

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

33. O ozônio pode ser totalmente decomposto, formando, como único produto, oxigênio molecular. Quando 30 L de ozônio gasoso (à pressão P e temperatura T) se decompõem, qual o volume de O_2 (g) medido à pressão P e temperatura T?

a) 30 L
b) 18 L
c) 45 L
d) 90 L
e) 60 L

34. Seja a equação $2\ CO\ (g) + 1\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g)$ (P = 1 atm; T = 300 K). Para obter 30 L de CO_2 nessas condições, qual o volume gasto da mistura gasosa ($CO\ (g) + O_2\ (g)$)?

a) 90 L
b) 45 L
c) 30 L
d) 15 L
e) 55 L

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

35. (Fuvest-SP) Uma jovem senhora, não querendo revelar sua idade, a não ser às suas melhores amigas, convidou-as para festa de aniversário, no sótão de sua casa, que mede 3,0 m × 2,0 m × 2,0 m. O bolo de aniversário tinha velas em número igual à idade da jovem senhora, cada uma com 1,55 g de parafina. As velas foram queimadas inteiramente, numa reação de combustão completa. Após a queima, a porcentagem de gás carbônico, em volume, no sótão, medido nas condições-ambiente, aumentou de 0,88%. Considere que esse aumento resultou, exclusivamente, da combustão das velas.

Dados: massa molar da parafina, $C_{22}H_{46}$ = 310 g mol^{-1}; volume molar dos gases nas condições-ambiente de pressão e temperatura = 24 L mol^{-1}.

a) Escreva a equação de combustão completa da parafina.

b) Calcule a quantidade de gás carbônico, em mols, no sótão, após a queima das velas.

c) Qual é a idade da jovem senhora? Mostre os cálculos.

36. (UnB-DF) Um aluno decidiu realizar um projeto de Química para sua escola, investigando o teor de iodato de potássio em uma marca de sal. Uma amostra de massa igual a 1,0 g do sal de cozinha foi dissolvida em água e o iodo foi precipitado na forma de iodeto de prata (AgI), conforme representado pelas seguintes equações:

KIO_3 (aq) + 3 H_2SO_3 (aq) → KI (aq) + 3 H_2SO_4 (aq)

KI (aq) + $AgNO_3$ (aq) → AgI (s) + KNO_3 (aq)

Sabendo que a massa de iodeto de prata obtida foi de $4{,}70 \cdot 10^{-5}$ g e considerando que M (KIO_3) = 214 g/mol e M (AgI) = 235 g/mol, calcule, em gramas, a massa de iodato de potássio presente em uma tonelada de sal. Despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

37. (UFSCar-SP) O carbonato de cálcio é o principal constituinte de diversos materiais da natureza, como mármore, calcário, casca de ovos, entre outros. Num sistema aberto, quando aquecido a altas temperaturas, o carbonato de cálcio se decompõe em óxido de cálcio ("cal viva") e dióxido de carbono.

a) Escreva a equação química de decomposição do carbonato de cálcio com os respectivos estados físicos das substâncias nas condições ambientes. Explique se é possível ou não a verificação da Lei de Lavoisier com esse experimento.

b) Calcule a massa de óxido de cálcio e o volume de gás liberado nas CNTP, quando 200 g de carbonato de cálcio se decompõem totalmente.

Dados: Volume molar nas CNTP: 22,4 L/mol. Utilize a Classificação Periódica para obter massas atômicas.

38. (Enem-MEC) Atualmente, sistemas de purificação de emissões poluidoras estão sendo exigidos por lei em um número cada vez maior de países. O controle das emissões de dióxido de enxofre gasoso, provenientes da queima de carvão que contém enxofre, pode ser feito pela reação desse gás com uma suspensão de hidróxido de cálcio em água, sendo formado um produto não poluidor do ar.

A queima do enxofre e a reação do dióxido de enxofre com o hidróxido de cálcio, bem como as massas de algumas das substâncias envolvidas nessas reações, podem ser assim representadas:

enxofre (32 g) + oxigênio (32 g) →
→ dióxido de enxofre (64 g)

dióxido de enxofre (64 g) + hidróxido de cálcio (74 g) →
→ produto não poluidor

Dessa forma, para absorver todo o dióxido de enxofre produzido pela queima de uma tonelada de carvão (contendo 1% de enxofre), é suficiente a utilização de uma massa de hidróxido de cálcio de, aproximadamente,

a) 23 kg. **c)** 64 kg. **e)** 138 kg.
b) 43 kg. **d)** 74 kg.

39. (UFMS) A decomposição total de 20 litros de hidreto de fósforo, PH_3 (g), produziu fósforo e certo volume V de gás hidrogênio, segundo a equação não balanceada, PH_3 (g) → P (s) + H_2 (g). Se os volumes das espécies gasosas forem medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura, qual o volume, em litros, de gás hidrogênio produzido?

40. (UFJF-MG) Existem vários tipos de extintores de incêndio, um deles é chamado de "extintor de espuma". No seu interior, encontram-se, em dois compartimentos separados, carbonato de sódio sólido e ácido sulfúrico aquoso. Quando esse tipo de extintor é colocado de cabeça para baixo, um tampão que separa os compartimentos se rompe e permite que ocorra a seguinte reação:

Na_2CO_3 (s) + H_2SO_4 (aq) →
→ Na_2SO_4 (aq) + H_2O (ℓ) + CO_2 (g)

a) Qual é o tipo de reação que acontece e qual é o nome do sal formado?

b) Esses extintores não podem ser utilizados para apagar fogo em instalações elétricas, pois a espuma formada pelos produtos da reação é eletrolítica, ou seja, conduz corrente elétrica. **Explique** por que essa condutividade aparece.

c) Outros extintores são chamados de extintores de pó químico e utilizam substâncias sólidas, por exemplo, bicarbonato de sódio que, ao entrar em contato com o material que está queimando, se decompõe pelo calor e libera CO_2 de acordo com a reação abaixo:

$$2\ NaHCO_3\ (s) \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3\ (aq) + H_2O\ (\ell) + CO_2\ (g)$$

Quantos litros de CO_2 seriam gerados a partir de 1 kg de bicarbonato, considerando as CNTP?

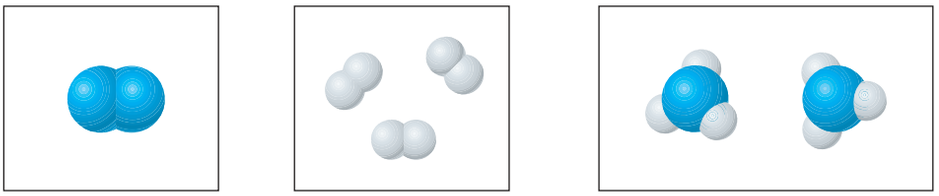
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

3 Reagente limitante e reagente em excesso

3.1 Excesso de reagente verificado pela proporção entre mols

Voltemos à síntese da amônia. Para cada molécula de N_2 que reage, três moléculas de H_2 reagem também. Assim, como já sabemos, há uma proporção entre as quantidades de moléculas que participam da reação e, por conseguinte, uma proporção entre as quantidades em mols.

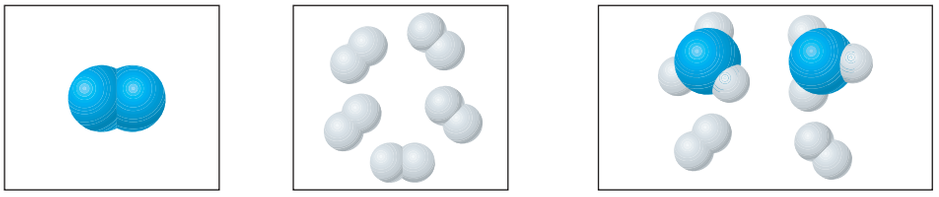
$1\ N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightarrow 2\ NH_3\ (g)$



ADILSON SECCO

Para uma dada quantidade de N_2, se colocarmos mais H_2 que o necessário, as moléculas de H_2 em excesso não reagirão porque não há moléculas disponíveis de N_2 para reagir com elas. O esquema a seguir ilustra a síntese da amônia acontecendo na presença de **excesso do reagente** gás hidrogênio. Como você pode perceber, quando a reação se completa, o excesso de um reagente permanece sem reagir.

$1\ N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightarrow 2\ NH_3\ (g)$



ADILSON SECCO

Podemos avaliar a presença de excesso consultando a proporção em mols, expressa pelos coeficientes estequiométricos.

$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$

Proporção entre mols de reagentes: **1 mol** **3 mol**

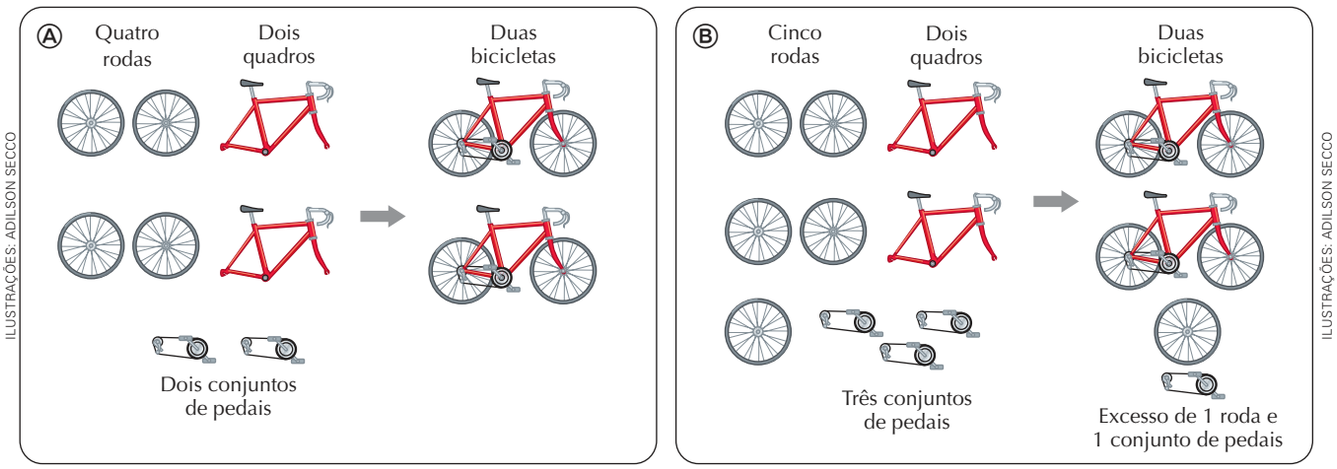
Se as quantidades em mols dos reagentes estiverem presentes exatamente na proporção estequiométrica, então dizemos que não há excesso de nenhum deles. Contudo, se eles **não** estiverem presentes nessa proporção, então um deles estará em **excesso**.

Por exemplo, se forem colocados para reagir 10 mol de N_2 e 40 mol de H_2, haverá excesso de 10 mol de H_2. E, se forem colocados para reagir 20 mol de N_2 e 30 mol de H_2, haverá excesso de 10 mol de N_2.

Denomina-se **reagente limitante** o reagente consumido totalmente em uma reação química. Após o consumo do reagente limitante não se pode formar mais produto na reação, ou seja, a reação termina.
Denomina-se **reagente em excesso** o reagente presente numa quantidade superior à necessária para reagir com a quantidade presente do reagente limitante.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

A presença de excesso de um reagente é similar à construção de bicicletas, envolvendo rodas, quadros e conjuntos de pedais. Façamos uma analogia com as ilustrações Ⓐ e Ⓑ. A imagem Ⓐ mostra que, na montagem de uma bicicleta, há uma proporção entre rodas, quadros e conjuntos de pedais. Observe que, no caso Ⓑ, há excesso de 1 roda e 1 conjunto de pedais. Após o término dos 2 quadros (2 bicicletas) é impossível construir mais bicicletas. Os quadros, no caso, **limitam** a obtenção de mais bicicletas.



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Fonte: Figuras elaboradas com base em ilustrações de OLMSTED III, J. e WILLIAMS, G. M. *Chemistry*, 3. ed. Nova York: John Wiley & Sons Inc., 2002. p. 148.

3.2 Excesso de reagente verificado pela proporção entre massas

Podemos verificar se há excesso de um reagente consultando a proporção em mols entre os reagentes, como acabamos de mostrar. Também podemos usar a proporção entre as massas dos reagentes, como mostraremos agora.

$$N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$$

Proporção entre mols de reagentes: 1 mol 3 mol

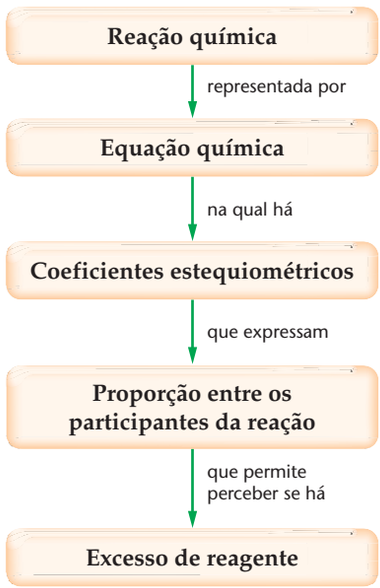
A massa de 1 mol de N_2 é 28 g

A massa de 1 mol de H_2 é 2 g

Proporção entre massas de reagentes: 28 g 6 g

Assim, por exemplo, se colocarmos para reagir 14 g de N_2 e 3 g de H_2, ambos os reagentes estarão na proporção estequiométrica.

Porém, se colocarmos 14 g de N_2 e 5 g de H_2, haverá excesso de 2 g de H_2. E, se colocarmos 16 g de N_2 e 3 g de H_2, haverá excesso de 2 g de N_2.



Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

41. (UPF-RS) Efetuando-se, em laboratório, a reação entre 10 g de alumínio e 225 g de cloro, obtêm-se, no máximo,

a) 20,0 g de cloreto de alumínio.
b) 63,0 g de cloreto de alumínio.
c) 23,0 g de cloreto de alumínio.
d) 49,5 g de cloreto de alumínio.
e) 53,5 g de cloreto de alumínio.

42. (PUC-RJ) A cisplatina, de fórmula $Pt(NH_3)_2C\ell_2$, é um composto utilizado no tratamento de determinados tipos de câncer. A sua obtenção passa pela reação, não balanceada, representada abaixo.

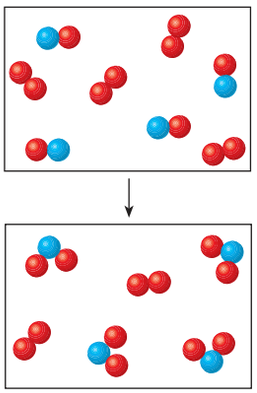
$$(NH_4)_2PtC\ell_4\ (s) + NH_3\ (aq) \rightarrow$$
$$\rightarrow NH_4C\ell\ (aq) + Pt(NH_3)_2C\ell_2\ (s)$$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Fazendo reagir 1,5 mol de $(NH_4)_2PtC\ell_4$ com 0,5 mol de NH_3, é correto afirmar que a quantidade máxima de cisplatina obtida será igual a:

a) 75 g. **c)** 108 g. **e)** 155 g.
b) 90 g. **d)** 130 g.

43. Observe os seguintes modelos que representam, em nível molecular, um sistema gasoso antes e depois da ocorrência de uma reação química. As esferas vermelhas representam átomos de oxigênio, e as azuis, átomos de nitrogênio.



ADILSON SECCO

a) Equacione a reação envolvida.
b) Há algum reagente em excesso? Em caso afirmativo, qual é ele? Em caso negativo, justifique como concluiu.
c) Defina os termos *reagente limitante* e *reagente em excesso*.
d) Por que as quantidades de produtos formadas em uma reação química são determinadas somente pela quantidade do reagente limitante?

Exercício Resolvido

44. Calcule quantos mols de $HC\ell$ (g) serão produzidos na reação de 2 mol de H_2 (g) com 3 mol de $C\ell_2$ (g).

Resolução

Atente bem

Como foram fornecidas as quantidades de todos os reagentes, podemos verificar se há excesso de um deles.

$$1\ H_2\ (g) + 1\ C\ell_2\ (g) \rightarrow 2\ HC\ell\ (g)$$

1 mol — 1 mol — 2 mol (Proporção correta)

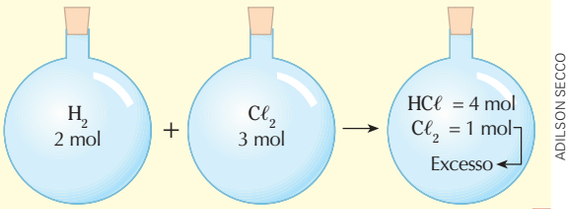
Dados do problema: 2 mol — 3 mol

Os dados do problema estão fora da proporção, que é 1 mol de H_2 : 1 mol de $C\ell_2$. Para que 3 mol de $C\ell_2$ tomem parte da reação, serão necessários 3 mol de H_2. Segundo os dados do problema, estão disponíveis para reagir somente 2 mol de H_2. Então, para que a proporção seja mantida, 2 mol de H_2 reagirão com 2 mol de $C\ell_2$, restando 1 mol de $C\ell_2$ sem reagir (excesso). Equacionando, temos:

$$1\ H_2\ (g) + 1\ C\ell_2\ (g) \rightarrow 2\ HC\ell\ (g)$$
$$1\ mol \text{ — } 1\ mol \text{ — } 2\ mol$$
$$2\ mol \text{ — } 2\ mol \text{ — } 4\ mol$$

↓

há excesso de 1 mol, que não participa da reação



ADILSON SECCO

45. (UnB-DF) Em um recipiente, colocam-se 5 mol de átomos de ferro e 4 mol de vapor-d'água para reagir segundo a equação não balanceada:
$Fe\ (s) + H_2O\ (v) \rightarrow Fe_3O_4\ (s) + H_2\ (g)$
Espera-se:
a) a formação de um mol de Fe_3O_4.
b) a formação de 2 mol de H_2.
c) um excesso de 3 mol de Fe.
d) um excesso de 1 mol de vapor-d'água.
e) que nada ocorra, pois o ferro não reage com vapor-d'água.

46. (UFRGS-RS) Num processo de produção de ácido acético, borbulha-se oxigênio no acetaldeído (CH_3CHO), a 60 °C, na presença de acetato de manganês (II) como catalisador:

$$2\ CH_3CHO\ (\ell) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ CH_3COOH\ (\ell)$$

Num ensaio de laboratório para esta reação, opera-se no vaso de reação com 22,0 gramas de CH_3CHO e 16,0 gramas de O_2. Quantos gramas de ácido acético são obtidos nesta reação a partir destas massas de reagentes e qual o reagente limitante, ou seja, o reagente que é completamente consumido?

	Massa de CH_3COOH obtida	Reagente limitante
a)	15,0 g	CH_3CHO
b)	30,0 g	O_2
c)	30,0 g	CH_3CHO
d)	60,0 g	O_2
e)	120,0 g	CH_3CHO

▲ **COMENTÁRIO DOS AUTORES:**

A "presença de acetato de manganês (II) como catalisador" indica que tal substância atua aumentando a velocidade da reação. Essa informação não interfere no cálculo estequiométrico envolvido.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

A questão 47 refere-se à situação seguinte.
Num balão de vidro, com dois litros de capacidade e hermeticamente fechado, encontra-se uma mistura gasosa constituída por hidrogênio (H_2), hélio (He) e oxigênio (O_2), na qual existe 0,32 g de cada gás componente, nas condições ambientais de temperatura e pressão. A reação de formação de água é iniciada por meio de uma faísca elétrica produzida no interior do balão.

47. (UFRN) Antes de acontecer a reação de síntese da água, as *quantidades de matéria* dos componentes hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2) na mistura inicial são, **respectivamente**, iguais a

a) $1{,}0 \cdot 10^{-2}$ e $8{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol.
b) $8{,}0 \cdot 10^{-2}$ e $1{,}6 \cdot 10^{-1}$ mol.
c) $1{,}6 \cdot 10^{-1}$ e $1{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol.
d) $1{,}0 \cdot 10^{-2}$ e $1{,}6 \cdot 10^{-2}$ mol.

Exercícios adicionais

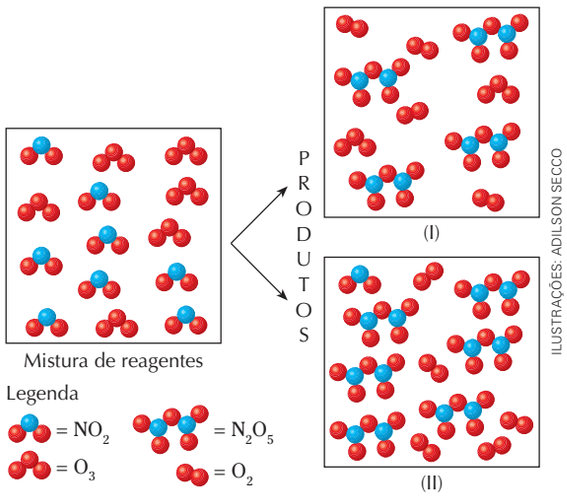
Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

48. (UFRN) Baseando-se na equação

$$2\ NO_2\ (g)\ +\ O_3\ (g)\ \rightarrow\ N_2O_5\ (g)\ +\ O_2\ (g)$$

e nos diagramas a seguir, que representam a mistura reagente e também duas situações alternativas para os produtos de reação [diagramas **(I)** e **(II)**],



ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

pode-se afirmar que o produto da reação para a mistura reagente acima é corretamente representado por

a) II, em que NO_2 é o reagente limitante.
b) I, em que NO_2 é o reagente limitante.
c) II, em que O_3 é o reagente limitante.
d) I, em que O_3 é o reagente limitante.

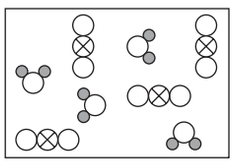
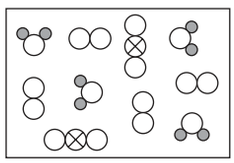
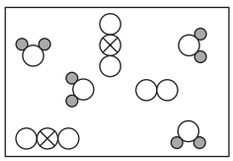
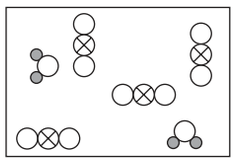
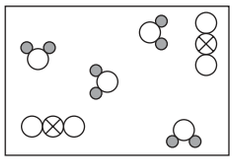
49. (Fuvest-SP) A transformação química

$$2\ KI\ (s)\ +\ Pb(NO_3)_2\ (s)\ \rightarrow\ 2\ KNO_3\ (s)\ +\ PbI_2\ (s)$$
branco branco branco amarelo

é um exemplo de reação entre sólidos, que ocorre rapidamente. Em um recipiente de vidro, com tampa, de massa igual a 20 g, foram colocados 2 g de KI e 4 g de $Pb(NO_3)_2$, pulverizados. O recipiente, hermeticamente fechado, foi vigorosamente agitado para ocorrer a reação.

a) Como se pode reconhecer que ocorreu a reação?
b) Qual é a massa total do recipiente e seu conteúdo, ao final da reação? Justifique sua resposta.

50. (PUC-SP) Considere que ● representa H, ⊗ representa C e ○ representa O. O sistema final, após a reação de combustão completa de 4,0 g de metano (CH_4) em uma câmara de combustão hermeticamente fechada contendo 32,0 g de gás oxigênio (O_2), é corretamente representado pelo modelo esquematizado em

a)

d)

b)

e)

c)


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

51. (PUC-RJ) A nave estelar *Enterprise*, de *Jornada nas estrelas*, usou B_5H_9 e O_2 como mistura combustível. As duas substâncias reagem de acordo com a seguinte equação balanceada:

$$2\ B_5H_9\ (\ell)\ +\ 12\ O_2\ (g)\ \rightarrow\ 5\ B_2O_3\ (s)\ +\ 9\ H_2O\ (g)$$

a) Se um tanque contém 126 kg de B_5H_9 e o outro 240 kg de O_2 líquido, qual tanque esvaziará primeiro? Mostre com cálculos.
b) Quanta água terá sido formada (em kg) quando um dos reagentes tiver sido completamente consumido?

52. (UFF-RJ) O cloreto de alumínio é um reagente muito utilizado em processos industriais que pode ser obtido por meio da reação entre alumínio metálico e cloro gasoso. Se 2,70 g de alumínio são misturados a 4,0 g de cloro, a massa produzida, em gramas, de cloreto de alumínio é:

a) 5,01 **c)** 9,80 **e)** 15,04
b) 5,52 **d)** 13,35

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

53. (PUC-SP) Ao adicionar uma solução aquosa de nitrato de prata ($AgNO_3$) a uma solução aquosa de fosfato de sódio (Na_3PO_4), forma-se um sal branco e insolúvel, o fosfato de prata (Ag_3PO_4).
Essa reação foi realizada utilizando-se quantidades variadas dos reagentes, segundo a tabela abaixo:

Tubo número	1	2	3	4	5
$AgNO_3$ Quantidade de matéria adicionada (10^{-3} mol)	4	6	8	12	14
Na_3PO_4 Quantidade de matéria adicionada (10^{-3} mol)	12	10	8	4	2

Com base nessa tabela, é possível prever que o tubo em que se formará a maior quantidade de Ag_3PO_4 é o:

a) tubo 1. **c)** tubo 3. **e)** tubo 5.
b) tubo 2. **d)** tubo 4.

54. (Fuvest-SP) A combustão do gás metano, CH_4, dá como produtos CO_2 e H_2O, ambos na fase gasosa. Se 1 L de metano for queimado na presença de 10 L de O_2, qual o volume final da mistura resultante? Suponha todos os volumes medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão e comportamento ideal para todos os gases.

55. (UFU-MG) Considere a equação química não balanceada $N_2H_4 + N_2O_4 \rightarrow N_2 + H_2O$ e escolha a alternativa **INCORRETA**.

a) O número de mols de água formado por mol de N_2H_4 consumido é 2.
b) O número de mols de N_2 que deverão ser produzidos para cada mol de N_2O_4 que reage é 3.
c) A soma de todos os coeficientes estequiométricos da equação balanceada é 10.
d) Considerando como reagente limitante o N_2O_4, 92 gramas deste óxido produzem 28 gramas de N_2.

4 Reagentes que contêm "impurezas"

UMA NOVA SITUAÇÃO. PENSE NELA

No item 2.3, pudemos concluir que, para produzir diariamente 8,5 t de amônia, a indústria gastará, também diariamente, $6{,}1 \cdot 10^6$ L de gás nitrogênio e $1{,}8 \cdot 10^7$ L de gás hidrogênio, volumes medidos a 25 °C e 1 atm.

Acontece que o nitrogênio é proveniente do ar, no qual está presente em 78% em volume. Assim sendo, qual é o volume de ar necessário para a produção de 8,5 t de amônia?

Tente responder antes de prosseguir a leitura.

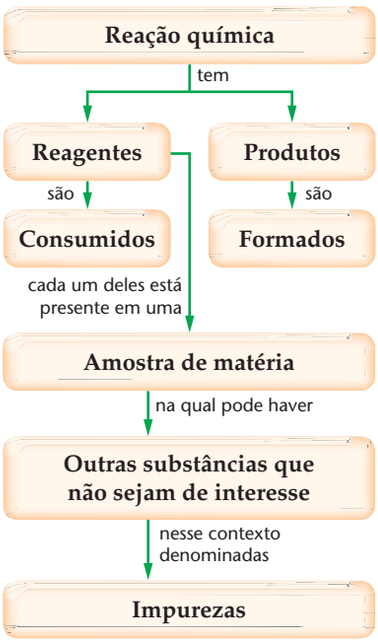
Em Química, quando dizemos que uma amostra contém "impurezas", isso não significa necessariamente que ela contém sujeiras ou substâncias tóxicas (embora isso possa muitas vezes acontecer). Significa que a amostra contém, além de uma determinada substância de interesse, outras que não são úteis no contexto em que se está trabalhando.

No caso proposto, o nitrogênio é o componente do ar que interessa a uma fábrica de amônia. **Nesse** contexto, em que se encara o ar como uma fonte da matéria-prima gás nitrogênio, os demais componentes podem ser considerados "impurezas", ou seja, componentes da mistura que não são de interesse **nessa** determinada situação.

Podemos determinar, mediante uma regra de três, a quantidade de ar necessária para se obter $6{,}1 \cdot 10^6$ L de gás nitrogênio. Esse volume representa 78% do volume do ar necessário. Qual será o volume da amostra toda (x), ou seja, de 100% dela?

Volume		Porcentagem
$6{,}1 \cdot 10^6$ L	———	78%
x	———	100%

$\Rightarrow x = 7{,}8 \cdot 10^6$ L



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Acabamos de comentar um caso em que a presença de "impurezas" estava relacionada a uma porcentagem em volume.

É muito frequente expressar-se o **grau de pureza** de uma amostra em **porcentagem em massa**, que é a **porcentagem da massa da amostra que se deve à substância de interesse**.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

56. Determine a massa de ferro que pode ser obtida a partir de 1.000 t de minério hematita contendo 80% de Fe_2O_3:

$$Fe_2O_3\ (s) + 3\ CO\ (g) \rightarrow 2\ Fe\ (s) + 3\ CO_2\ (g)$$

Resolução

Primeiramente vamos calcular a massa de Fe_2O_3 presente em 1.000 t (isto é, $1{,}0 \cdot 10^9$ g) do minério:

Porcentagem		Massa
100%	———	$1{,}0 \cdot 10^9$ g
80%	———	x

$\Rightarrow x = 8{,}0 \cdot 10^8$ g

Para calcular a massa de ferro, **consultamos a tabela periódica**, a fim de obter as massas molares do Fe_2O_3 (160 g/mol) e do Fe (56 g/mol).

$$Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$$

Proporção: 1 mol 2 mol

Grandeza: Massa Massa

160 g	———	$2 \cdot 56$ g
$8{,}0 \cdot 10^8$ g	———	y

$\Rightarrow$

$\Rightarrow$ $\boxed{y = 5{,}6 \cdot 10^8\ \text{g}}$ ou $\boxed{y = 560\ \text{t}}$

57. (Mackenzie-SP) Na queima de 10 kg de carvão de 80% de pureza, a quantidade de moléculas de gás carbônico produzida é:

a) $17{,}6 \cdot 10^{28}$
b) $6{,}25 \cdot 10^{27}$
c) $57{,}6 \cdot 10^{19}$
d) $4{,}8 \cdot 10^{26}$
e) $4{,}0 \cdot 10^{26}$

Dados: massa molar (g/mol) C = 12; O = 16; equação química: $C + O_2 \rightarrow CO_2$.

58. (PUC-MG) A equação da ustulação da pirita (FeS_2) é:

$$4\ FeS_2\ (s) + 11\ O_2\ (g) \rightarrow 8\ SO_2\ (g) + 2\ Fe_2O_3\ (s)$$

A massa de óxido férrico obtida, em kg, a partir de 300 kg de pirita, que apresenta 20% de impurezas, é igual a:

a) 160
b) 218
c) 250
d) 320
e) 480

Exercício Resolvido

59. Calcário, que é carbonato de cálcio impuro, é empregado para a obtenção de cal viva, importante produto industrial. Uma amostra de 25 g de calcário foi submetida à decomposição por aquecimento e verificou-se a produção de 5,0 L de gás carbônico, volume que foi medido a 30 °C e 1 atm.
(O volume molar de gás a 30 °C e 1 atm é 25 L.)

$$CaCO_3\ (s) \rightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (s)$$

a) Qual é a massa de $CaCO_3$ presente na amostra de calcário?

b) Determine o grau de pureza da amostra (isto é, a porcentagem de $CaCO_3$ nessa amostra).

Resolução

a)

	$CaCO_3$	CO_2
Proporção:	**1 mol**	**1 mol**
Grandezas:	**Massa**	**Volume**
	100 g	25 L
	x	5,0 L

$\Rightarrow$ $\boxed{x = 20\ \text{g}}$

b) Temos a massa de $CaCO_3$, calculada no item anterior, e a massa total da amostra (25 g) de calcário. Assim, podemos determinar a porcentagem de $CaCO_3$:

Grandezas: Massa		Porcentagem
25 g	———	100%
20 g	———	y

$\Rightarrow$ $\boxed{y = 80\%}$

60. (PUC-SP) O clorato de potássio ($KC\ell O_3$) pode ser decomposto por aquecimento, segundo a equação:

$$2\ KC\ell O_3\ (s) \rightarrow 2\ KC\ell\ (s) + 3\ O_2\ (g)$$

A decomposição de 2,45 g de uma amostra contendo $KC\ell O_3$ produziu 0,72 g de O_2.
Considerando que a reação foi completa, e que somente o $KC\ell O_3$ reagiu sob o aquecimento, essa amostra contém:

a) 100% de $KC\ell O_3$
b) 90% de $KC\ell O_3$
c) 75% de $KC\ell O_3$
d) 60% de $KC\ell O_3$
e) 30% de $KC\ell O_3$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

61. (Vunesp) Uma amostra de 12,5 g de carbonato de magnésio foi tratada com excesso de solução de ácido sulfúrico, ocorrendo a reação:

$$MgCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + CO_2 + H_2O$$

Nessa reação obtiveram-se 600 cm^3 de gás carbônico medidos à temperatura de 27 °C e 5 atmosferas de pressão (massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16; S = 32; Mg = 24; volume de 1 mol de gás a 0 °C e 1 atm = 22,4 dm^3). A porcentagem de pureza da amostra inicial é:

a) 82 **c)** 22 **e)** 75
b) 18 **d)** 43

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

62. (UFPR) Na reação de 5 g de sódio com água, houve desprendimento de 2,415 L de hidrogênio nas CNPT. Qual é o grau de pureza do sódio? (Massas atômicas: Na = 23; O = 16; H = 1.)

63. (Cefet-PR) Alguns veículos são movidos por dois tipos de combustíveis: a) etanol hidratado ou b) gasool (mistura de 78% em volume de gasolina com 22% em volume de etanol anidro). Em um litro (1 L) de gasool, a porcentagem em massa de CO_2 emitido pela gasolina e etanol terá os seguintes valores respectivamente:

$C_8H_{18}(\ell) + 12{,}5\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 9\ H_2O(\ell)$ (combustão da gasolina)

$C_2H_5OH(\ell) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$ (combustão do álcool)

a) 30% e 70% **d)** 15,9% e 84,1%
b) 84,1% e 15,9% **e)** 79% e 21%
c) 50% e 50%

Dados: C = 12; H = 1; O = 16; d(etanol) = 0,79 kg/L; d(gasolina) = 0,73 kg/L.

64. (Unirio-RJ) "A Repar (...) planeja investir nos próximos cinco anos (...) US$ 1 bilhão em projetos para diminuir o teor de poluentes em combustíveis. A partir de 2006, o diesel utilizado por veículos pesados deve liberar níveis menores de enxofre. Os limites atuais de enxofre no diesel são de 0,20% para o metropolitano e 0,35% para o interior."

Gazeta do Povo/PR, 2004

Determine o volume de ácido sulfúrico formado na queima completa de 50 litros de óleo diesel que tenha o limite de enxofre estipulado para os centros metropolitanos.

Dados: $d_{\text{óleo diesel}} = 0{,}8\ g/cm^3$; $d_{\text{ácido sulfúrico}} = 1{,}8\ g/cm^3$.

$$S + \frac{3}{2}O_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

5 Reações que não apresentam rendimento total

PENSE NESTA OUTRA SITUAÇÃO

Os químicos descobriram que a reação entre nitrogênio e hidrogênio para produzir amônia não ocorre de modo completo; ela aparentemente "para" antes que os reagentes, mesmo presentes na proporção estequiométrica, sejam completamente consumidos.

Segundo os engenheiros, nas condições em que a fábrica vai operar, apenas 60% da quantidade dos reagentes nitrogênio e hidrogênio colocados para reagir de fato se transformam em amônia. Em que isso afeta as previsões de massas feitas no item 1.5?

5.1 O conceito de rendimento de uma reação química

Iniciamos este capítulo expondo a situação de uma indústria que deverá produzir diariamente 8,5 t de amônia.

Já calculamos as quantidades em mols, as massas e os volumes a 25 °C e 1 atm dos reagentes necessários para que se atinja essa produção. Chegamos até a calcular o volume de ar do qual se pode extrair a quantidade de nitrogênio necessária.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Todos esses cálculos, contudo, basearam-se em uma consideração que não foi explicitada, mas sobre a qual se deve refletir ao fazer previsões baseadas em cálculo estequiométrico. **Considerou-se que a reação que produz amônia apresenta rendimento 100%**, ou seja, que ela ocorre até que pelo menos um dos reagentes (ou ambos, no caso de estarem na proporção estequiométrica) seja totalmente consumido.

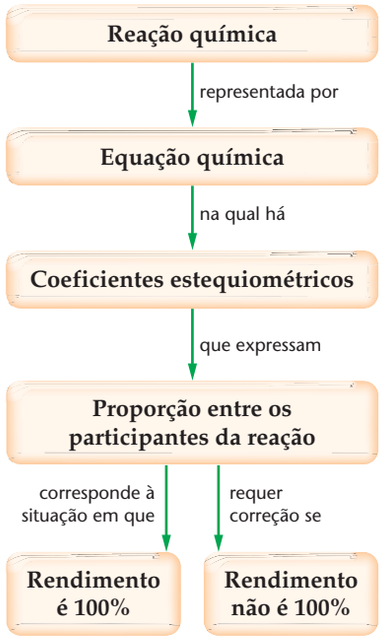
> Na prática, **em muitas reações químicas, os reagentes não são totalmente transformados em produtos**, ou seja, **tais reações não apresentam rendimento 100%**. Há vários motivos possíveis para o rendimento de uma reação não ser total. Um dos mais importantes é o fato de as reações tenderem à situação de equilíbrio químico, assunto estudado na Físico-Química.

Quando se diz que o rendimento de uma reação é 60%, isso significa dizer que apenas 60% da quantidade que se esperava obter é de fato obtida na prática. Baseando-se nessa ideia, pode-se realizar uma previsão da quantidade de produto que será formado levando em conta o rendimento de uma reação.

5.2 Cálculo estequiométrico levando em conta o rendimento

No item 1.5, a fim de calcular as massas dos reagentes necessários à síntese de 8,5 t de amônia, partimos da relação entre as quantidades em mols, que foi transformada numa relação entre massas. Vamos repetir o procedimento, mas, ainda na proporção em mols, vamos fazer uma pequena correção levando em conta o rendimento de 60%.

	N_2	+	$3\ H_2$	→	$2\ NH_3$
Proporção:	**1 mol**		**3 mol**		**2 mol**
					↓ Como o rendimento é de 60%, formam-se 0,60 · 2 mol
Proporção:	**1 mol**		**3 mol**		**1,2 mol**
	↓ A massa de 1 mol de N_2 é 28 g		↓ A massa de 1 mol de H_2 é 2 g		↓ A massa de 1 mol de NH_3 é 17 g
Grandeza envolvida:	**Massa**		**Massa**		**Massa**
	28 g	———	3 · 2 g	———	1,2 · 17 g
	x	———	y	———	$8{,}5 \cdot 10^6$ g



Temos, então, uma regra de três que permite determinar a massa de nitrogênio (x) e outra que permite determinar a massa de hidrogênio (y), necessárias à produção de 8,5 t de amônia.

$$28\text{ g} \text{ ——— } 1{,}2 \cdot 17\text{ g} \qquad x \text{ ——— } 8{,}5 \cdot 10^6\text{ g}$$

$$x = 1{,}2 \cdot 10^7\text{ g}$$

$$3 \cdot 2\text{ g} \text{ ——— } 1{,}2 \cdot 17\text{ g} \qquad y \text{ ——— } 8{,}5 \cdot 10^6\text{ g}$$

$$y = 2{,}5 \cdot 10^6\text{ g}$$

Assim, para produzir diariamente 8,5 t de amônia, com rendimento de 60%, a indústria gastará, também diariamente, 12 t de gás nitrogênio e 2,5 t de gás hidrogênio. Note que, em relação aos valores calculados anteriormente (7,0 t e 1,5 t), esses são maiores. Isso é compreensível, pois, já que o rendimento da reação não é total, necessita-se de mais reagente a fim de obter uma mesma quantidade de produto.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Exercícios essenciais

Resolva em seu caderno

A critério do(a) professor(a) esta lista de exercícios poderá ser realizada em classe ou em casa.

Exercício Resolvido

65. O crômio é um metal empregado, entre outras finalidades, na produção do aço inox e no revestimento (cromação) de algumas peças metálicas. Esse metal é produzido por meio de uma reação que pode ser assim equacionada:

$Cr_2O_3\ (s) + 2\ A\ell\ (s) \rightarrow 2\ Cr\ (s) + A\ell_2O_3\ (s)$

Numa indústria metalúrgica que produz crômio, esse processo ocorre com rendimento de 75%. Quantos mols de crômio metálico podem ser obtidos a partir de 50 mol de trióxido de dicrômio e 100 mol de alumínio?

BOWMAN/F1 ONLINE-OTHER IMAGES

Nesta moto há ▶ vários componentes cromados, isto é, revestidos por uma camada de crômio. A obtenção desse metal é tema da questão acima.

Resolução

Note que as quantidades mencionadas de ambos os reagentes estão na proporção estequiométrica.

	Cr_2O_3	2 Aℓ	2 Cr
Proporção:	**1 mol**	**2 mol**	**2 mol**
			↓ 75%
Proporção:	**1 mol**	**2 mol**	**1,5 mol**

Grandeza: Quantidade de matéria — Quantidade de matéria — Quantidade de matéria

1 mol —— 2 mol —— 1,5 mol
50 mol —— 100 mol —— x
} ⇒

⇒ $\boxed{x = 75\ mol}$

66. (Vunesp) O inseticida DDT (massa molar = = 354,5 g/mol) é fabricado a partir de clorobenzeno (massa molar = 112,5 g/mol) e cloral, de acordo com a equação

$2\ \underset{\text{clorobenzeno}}{C_6H_5C\ell} + \underset{\text{cloral}}{C_2HC\ell_3O} \rightarrow \underset{\text{DDT}}{C_{14}H_9C\ell_5} + H_2O$

Partindo-se de uma tonelada (1 t) de clorobenzeno e admitindo-se rendimento de 80%, a massa de DDT produzida é igual a:

a) 1,575 t. **c)** 800,0 kg. **e)** 160,0 kg.
b) 1,260 t. **d)** 354,5 kg.

67. (Fuvest-SP) O nitrogênio pode ser obtido pela decomposição térmica do nitrito de amônio.

a) Escreva a equação de decomposição do nitrito de amônio.

b) Calcule o volume de nitrogênio obtido, nas condições normais de pressão e de temperatura, pela decomposição de 12,8 g de nitrito de amônio, supondo que o rendimento da reação seja de 80% (em massa).

Massas atômicas: H (1,0 u); N (14,0 u); O (16,0 u).
Volume molar dos gases nas CNTP = 22,4 L/mol.

68. (UFJF-MG) Para retirar SO_2 da fumaça gerada na produção de carvão vegetal, pode-se passar o gás através de carbonato de cálcio. A seguinte reação ocorre:

$CaCO_3\ (s) + SO_2\ (g) + \frac{1}{2} O_2\ (g) \rightarrow CaSO_4\ (s) + CO_2\ (g)$

a) Calcule a massa de $CaCO_3$ necessária para remover 32 g de SO_2, obtida em um processo de produção de carvão vegetal.

b) Calcule a massa de $CaCO_3$ necessária para remover a quantidade de SO_2 do item (a), se o processo for apenas 50% eficiente.

c) O dióxido de enxofre pode reagir com o oxigênio atmosférico, produzindo trióxido de enxofre. Esse, por sua vez, reage com a água, levando à formação de ácido sulfúrico. Represente as reações mencionadas, através de equações químicas balanceadas.

Exercício Resolvido

69. O álcool comercializado como combustível, o etanol, é obtido a partir da sacarose, açúcar proveniente da cana, por meio da reação assim equacionada:

$\underset{\text{sacarose}}{C_{12}H_{22}O_{11}}\ (aq) + H_2O\ (\ell) \rightarrow 4\ \underset{\text{etanol}}{C_2H_6O}\ (aq) + 4\ CO_2\ (g)$

Realizando essa reação em um laboratório que simula processos industriais, um grupo de estudantes universitários obteve 900 L de gás carbônico, medidos a 30 °C e 1 atm, a partir de 6.840 g de sacarose.
(Massas molares: sacarose = 342 g/mol; etanol = 46 g/mol. Volume molar de gás a 30 °C e 1 atm = 25 L.)
Qual é o rendimento da reação?

Resolução

	$C_{12}H_{22}O_{11}$	4 CO_2
Proporção:	**1 mol**	**4 mol**
Grandezas:	**Massa**	**Volume**

342 g —— 4 · 25 L
6.840 g —— x
} ⇒ $\boxed{x = 2.000\ L}$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Esse é o volume de gás que seria liberado se o rendimento fosse total. Com base nele, vamos calcular o rendimento:

Grandezas: Volume — **Rendimento**

2.000 L — 100%
900 L — y

$\Rightarrow$ $y = 45\%$

70. (UFRGS-RS) O carbonato de cálcio decompõe-se por aquecimento segundo a equação abaixo.

$$CaCO_3\ (s) \rightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g)$$

Numa experiência típica, 10,0 g de carbonato de cálcio são aquecidos em sistema aberto, obtendo-se 7,80 g de resíduo sólido. A porcentagem de decomposição do carbonato foi de

a) 22% **b)** 28% **c)** 39% **d)** 50% **e)** 78%

(Massas molares, em g/mol: Ca = 40; C = 12; O = 16.)

71. (Cesgranrio-RJ) Fazendo-se reagir 158 g de $Na_2S_2O_3$ com quantidade suficiente de I_2, segundo a equação

$$2\ Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow 2\ NaI + Na_2S_4O_6$$

obtiveram-se 105 g de $Na_2S_4O_6$. O rendimento dessa reação foi de, aproximadamente:

a) 100% **b)** 80% **c)** 40% **d)** 30% **e)** 10%

(Massas molares, em g/mol: O = 16; Na = 23; S = 32; I = 127.)

Exercícios adicionais

Resolva em seu caderno

Seu (sua) professor(a) indicará o melhor momento para realizar os exercícios deste bloco.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

72. (UFC-CE) A ação de certos compostos inorgânicos é fascinante. Ácido sulfúrico, por exemplo, remove os elementos que constituem a água de uma série de compostos orgânicos, tal como na reação abaixo:

$$(A)\ C_{12}H_{22}O_{11}\ (s) + (B)\ H_2SO_4\ (\ell) \rightarrow$$
$$\rightarrow (C)\ C\ (s) + (D)\ H_2O\ (g) + (E)\ H_2SO_4\ (aq)$$

Quanto à reação, pede-se:

a) a função do ácido sulfúrico no meio reacional após expressar corretamente os coeficientes estequiométricos (A), (B), (C), (D) e (E) da equação química balanceada;

b) a massa de $C_{12}H_{22}O_{11}$ (em kg) necessária para se produzirem exatamente 5,00 L de água (d_{H_2O} = = 1,00 g/mL), considerando um rendimento de 70%. Justificar através de cálculos numéricos.

73. (Vunesp) A aspirina (ácido acetilsalicílico) pode ser preparada pela reação do ácido salicílico com o anidrido acético, segundo a reação representada pela equação:

$$\underset{\text{ácido salicílico}}{2\ C_7H_6O_3\ (aq)} + \underset{\text{anidrido acético}}{C_4H_6O_3\ (\ell)} \rightarrow \underset{\text{aspirina}}{2\ C_9H_8O_4\ (s)} + \underset{\text{água}}{H_2O\ (\ell)}$$

Considerando-se que a reação entre 138 g de ácido salicílico com 25,5 g de anidrido acético ocorre com rendimento de 60%, e sabendo-se que as massas molares desses compostos são: $C_7H_6O_3$ = 138 g/mol, $C_4H_6O_3$ = 102 g/mol, $C_9H_8O_4$ = 180 g/mol, a massa de aspirina obtida será igual a:

a) 180 g. **b)** 108 g. **c)** 90 g. **d)** 54 g. **e)** 45 g.

74. (Unirio-RJ) A hidrazina, N_2H_4, e o peróxido de hidrogênio, H_2O_2, têm sido usados como combustíveis de foguetes. Eles reagem de acordo com a equação:

$$7\ H_2O_2 + N_2H_4 \rightarrow 2\ HNO_3 + 8\ H_2O$$

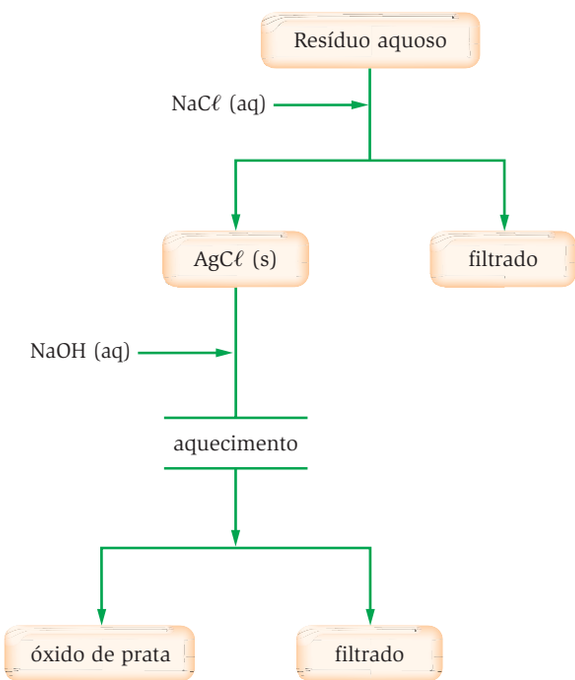
A reação de hidrazina com 75% de pureza com peróxido de hidrogênio suficiente produziu 3,78 kg de ácido nítrico, com rendimento de 80%.

(Dados: massas atômicas: H = 1 u; O = 16 u; N = 14 u.)

a) Determine a massa, em gramas, de hidrazina impura utilizada.

b) Determine a massa, em gramas, de água formada.

75. (Unifesp) A prata é um elemento muito utilizado nas indústrias de fotografia e imagem e seu descarte no meio ambiente representa risco para organismos aquáticos e terrestres. Por ser um dos metais com risco de escassez na natureza, apresenta um alto valor agregado. Nesses aspectos, a recuperação da prata de resíduos industriais e de laboratórios associa a mitigação do impacto ambiental à econômica. O fluxograma representa o tratamento de um resíduo líquido que contém íons de prata (Ag^+) e de sulfato (SO_4^{2-}) em meio aquoso.



a) Escreva as equações das reações, devidamente balanceadas, da formação do cloreto de prata e do óxido de prata.

b) No tratamento de um resíduo aquoso que continha 15,6 g de sulfato de prata, foram obtidos 8,7 g de óxido de prata.

Calcule o rendimento em Ag_2O deste processo.

76. (Cefet-SP) O ozônio é obtido pela ação de raios ultravioleta sobre o oxigênio gasoso, conforme descreve a equação apresentada a seguir:

$$3\ O_2\ (g) \xrightarrow{h\upsilon} 2\ O_3\ (g)$$

Considere que uma fonte de radiação ultravioleta converte oxigênio em ozônio com um rendimento de 4%. Dado: Massa molar (g/mol): O = 16.

Nesse caso, a massa de oxigênio, em gramas, necessária para produzir 1 g de ozônio é

a) 0,04 **b)** 0,06 **c)** 1,0 **d)** 1,6 **e)** 25

77. (UFC-CE) O manganês é um metal de transição com elevada importância na indústria siderúrgica, sendo utilizado na composição de ligas metálicas para a produção de aço. Na natureza, sua principal fonte é o minério pirolusita (MnO_2), que é empregado para a obtenção de ferromanganês, de acordo com a seguinte reação:

$$MnO_2\ (s) + Fe_2O_3\ (s) + 5\ C\ (s) \rightarrow \rightarrow \underbrace{Mn\ (s) + 2\ Fe\ (s)}_{\text{“ferromanganês”}} + 5\ CO\ (g)$$

Em uma reação com 70% de rendimento, qual é a massa (em gramas) de ferro que é obtida a partir de 173,8 g de pirolusita com 20% de impurezas?

Informe-se sobre a Química

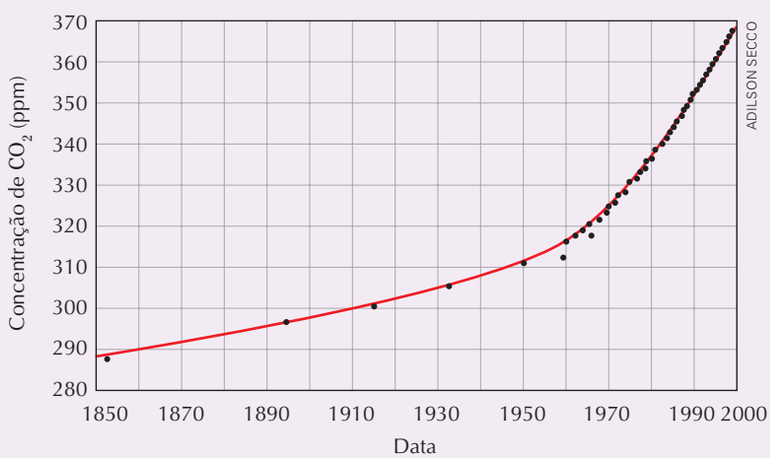
Mudanças climáticas

A estequiometria do CO_2 e o efeito estufa

O carvão e o petróleo fornecem os combustíveis que utilizamos para gerar eletricidade e ativar nosso maquinário industrial. Esses combustíveis são constituídos principalmente de hidrocarbonetos (compostos formados pelos elementos carbono e hidrogênio) e outras substâncias que contêm carbono. A combustão de 1,00 g de C_4H_{10} produz 3,03 g de CO_2. Similarmente, 3,78 L de gasolina (densidade = 0,70 g/mL e composição aproximada C_8H_{18}) produzem cerca de 8 kg de CO_2. A queima desses combustíveis libera cerca de 20 bilhões de toneladas de CO_2 na atmosfera anualmente.

Parte do CO_2 é absorvida pelos oceanos ou utilizada por plantas na fotossíntese. Mas atualmente estamos produzindo CO_2 muito mais rapidamente do que ele tem sido absorvido. Químicos têm monitorado as concentrações de CO_2 atmosférico desde 1958. A análise do ar confinado no gelo da Antártida e Groenlândia possibilita determinar os níveis atmosféricos de CO_2 durante os últimos 160 mil anos. Essas medições revelam que o nível de CO_2 permaneceu razoavelmente constante desde o último Período Glacial, cerca de 10 mil anos atrás, até aproximadamente o início da Revolução Industrial, cerca de 300 anos atrás. Desde então, a concentração de CO_2 aumentou por volta de 25% (veja o gráfico).

Apesar de o CO_2 ser um componente secundário da atmosfera, ele tem um papel importante porque absorve calor radiante, agindo como o vidro de uma estufa. Por essa razão, comumente nos referimos ao CO_2 e a outros gases retentores de calor como gases estufa, e chamamos o calor causado por eles de efeito estufa. Alguns cientistas acreditam que o acúmulo de CO_2 e outros gases retentores de calor começou a alterar o clima de nosso planeta. Outros sugerem que os fatores que afetam o clima são complexos e não inteiramente compreendidos.



◀ A concentração de CO_2 atmosférico aumentou nos últimos 140 anos. Dados anteriores a 1958 são oriundos de análises do ar confinado em bolhas de gelo glacial. A concentração em ppm (ordenada) é o número de moléculas de CO_2 por milhão (10^6) de moléculas de ar.

Fonte: BROWN, T. L. *Química*: *A ciência central*. 9. ed. Tradução de MATOS, R. M. São Paulo: Pearson, 2005. p. 88-89.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Algumas constatações sobre alterações climáticas

As fotos abaixo mostram o Monte Kilimanjaro (o mais alto da África) em diferentes anos, porém todas tiradas no mesmo mês. Elas tornam evidente que estão ocorrendo mudanças dramáticas e radicais no nosso planeta.

NASA/GODDARD SPACE FLIGHT CENTER SCIENTIFIC VISUALIZATION STUDIO AND USGS

▲ Monte Kilimanjaro, na Tanzânia, em 1970.

NASA/GODDARD SPACE FLIGHT CENTER SCIENTIFIC VISUALIZATION STUDIO AND USGS

▲ Monte Kilimanjaro, em 2000.

O que foi decidido recentemente sobre o controle das emissões de CO_2

"Terminou oficialmente [no dia] 19 de dezembro de 2009, a 15ª Conferência das Nações Unidas sobre Mudança do Clima [a COP 15], que teve como principal resultado o 'Acordo de Copenhague', elaborado por alguns países [...] e formalmente aceito pela ONU. [...]

Segundo o jornal dinamarquês *Berlingske*, o presidente da COP15, o primeiro-ministro dinamarquês Lars Løkke Rasmussen, está satisfeito com o desfecho. 'Temos conseguido resultados. Agora, as nações terão que assinar o acordo e, se o fizerem, o que foi acordado terá efeito imediato', destacou. [...]

De acordo com o texto, os países ricos se comprometeram a doar US$ 30 bilhões, nos próximos três anos, para um fundo de luta contra o aquecimento global. [...]

O documento diz ainda que os países desenvolvidos se comprometeram em cortar 80% de suas emissões até 2050. Já para 2020, eles apresentaram uma proposta de reduzir até 20% das emissões, o que está abaixo do recomendado pelo Painel Intergovernamental sobre Mudanças Climáticas (IPCC), que sugere uma redução entre 25% e 40% até 2020.

Para a secretária de Mudanças Climáticas e Qualidade Ambiental do Ministério do Meio Ambiente e membro do IPCC, Suzana Kahn, o resultado da COP15 foi decepcionante, uma vez que os chefes de estado discutiram mais a questão econômica das nações ricas e emergentes e se esqueceram daqueles que vão sofrer dramaticamente os efeitos das mudanças climáticas.

'Existem muitos países africanos, por exemplo, que irão sofrer demais com o aumento da temperatura. No entanto, parece que a discussão tomou um viés econômico e político, o que eu acho muito preocupante. A questão climática ultrapassa a fronteira ambiental. É uma questão de desenvolvimento, de justiça, de equidade', afirmou Suzana Kahn.

Principais pontos do Acordo de Copenhague

- O acordo é de caráter não vinculativo, mas uma proposta adjunta pede que seja fixado um acordo legalmente vinculante até o fim do próximo ano.
- Considera o aumento limite de temperatura de dois graus Celsius, porém não especifica qual deve ser o corte de emissões necessário para alcançar essa meta.
- Estabelece uma contribuição anual de US$ 10 bilhões entre 2010 e 2012 para que os países mais vulneráveis façam frente aos efeitos da mudança climática, e US$ 100 bilhões anuais a partir de 2020 para a mitigação e adaptação. Parte do dinheiro, US$ 25,2 bilhões,

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

virá de EUA, UE e Japão. Pela proposta apresentada, os EUA vão contribuir com US$ 3,6 bilhões no período de três anos, 2010-12. No mesmo período, o Japão vai contribuir com US$ 11 bilhões e a União Europeia com US$ 10,6 bilhões.

- O texto do acordo também estabelece que os países deverão providenciar 'informações nacionais' sobre de que forma estão combatendo o aquecimento global, por meio de 'consultas internacionais e análises feitas sob padrões claramente definidos'.
- O texto diz: 'Os países desenvolvidos deverão promover de maneira adequada (...) recursos financeiros, tecnologia e capacitação para que se implemente a adaptação dos países em desenvolvimento'.
- Detalhes dos planos de mitigação estão em dois anexos do Acordo de Copenhague, um com os objetivos do mundo desenvolvido e outro com os compromissos voluntários de importantes países em desenvolvimento, como o Brasil.
- O acordo 'reconhece a importância de reduzir as emissões produzidas pelo desmatamento e degradação das florestas' e concorda em promover 'incentivos positivos' para financiar tais ações com recursos do mundo desenvolvido.
- Mercado de Carbono: 'Decidimos seguir vários enfoques, incluindo as oportunidades de usar os mercados para melhorar a relação custo-rendimento e para promover ações de mitigação'."

Fonte do texto: *Plurale*. Especial COP 15, dezembro, 2009. Disponível em: <http://www.plurale.com.br/noticias-ler.php?cod_noticia=7173&origem=&filtro>. Acesso em: 25 fev. 2010.

Você entendeu a leitura? Responda em seu caderno

Procure no texto os dados que julgar necessários.

1. A reação de combustão do C_4H_{10} é representada pela equação abaixo:

$$1\ C_4H_{10}\ (g) + \frac{13}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ CO_2\ (g) + 5\ H_2O\ (v)$$

Demonstre através de cálculos que a combustão completa de 1,00 g de C_4H_{10} produz 3,03 g de CO_2.
As massas molares do C_4H_{10} e do CO_2 são iguais a 58 g · mol^{-1} e 44 g · mol^{-1}, respectivamente.

2. A reação de combustão do C_8H_{18} é representada pela equação seguinte:

$$1\ C_8H_{18}\ (g) + \frac{25}{2}\ O_2\ (g) \rightarrow 8\ CO_2\ (g) + 9\ H_2O\ (v)$$

Demonstre através de cálculos que a combustão completa de 3,78 L de gasolina (C_8H_{18}) produz 8,17 kg de CO_2.
As massas molares do C_8H_{18} e do CO_2 são iguais a 114 g · mol^{-1} e 44 g · mol^{-1}, respectivamente.

3. Supondo que 30% do CO_2 emitido por ano seja proveniente da queima da gasolina (C_8H_{18}), determine o volume de gasolina utilizado por ano.

4. Faça uma pesquisa e discuta com seus colegas o que significa chegar a um consenso sobre o novo acordo climático para complementar o Protocolo de Kyoto depois de 2012.

5. Pesquise o que são créditos de carbono.

6. Pesquise quais são os países mais poluidores do mundo e elabore uma redação analisando criticamente a situação. De quais países depende o sucesso da COP 15? Esses países vêm diminuindo suas emissões nos últimos anos?

7. Qual a posição do Brasil no ranking de emissores de dióxido de carbono? Sendo o Brasil um país em desenvolvimento, qual o seu papel na negociação?

Reavalie o que você pensa a respeito

Resolva em seu caderno

Verifique em que mudaram suas concepções prévias

Reveja sua resposta à atividade da segunda página deste capítulo, reavalie o que escreveu, discuta com seus colegas e, se julgar necessário, elabore novas justificativas ou aprimore as que tinha escrito. Apresente-as ao professor.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

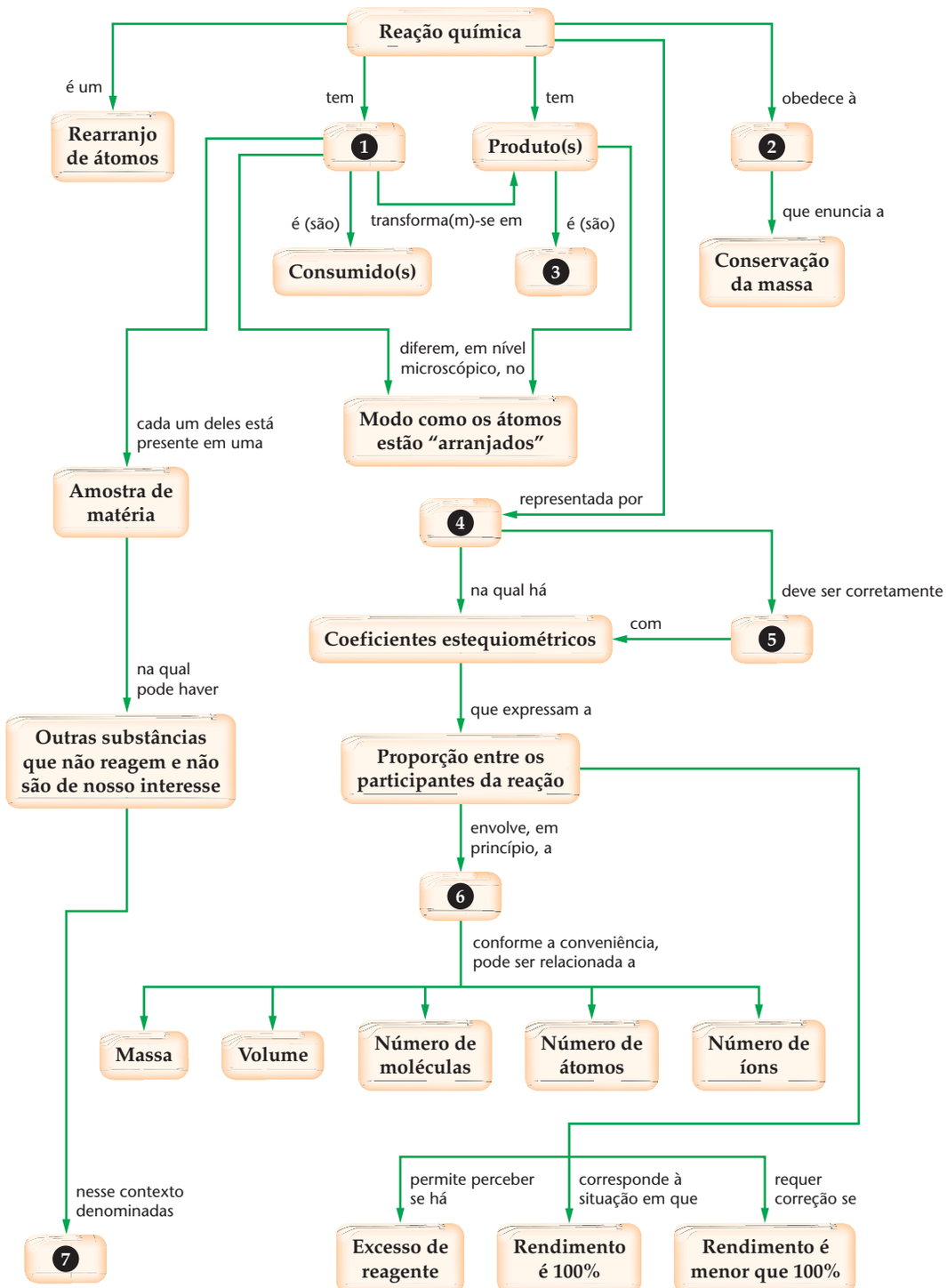
ESTABELEÇA CONEXÕES

Resolva em seu caderno

Importante:
Este mapa é apenas uma das muitas possibilidades de relacionar esses conteúdos conceituais.

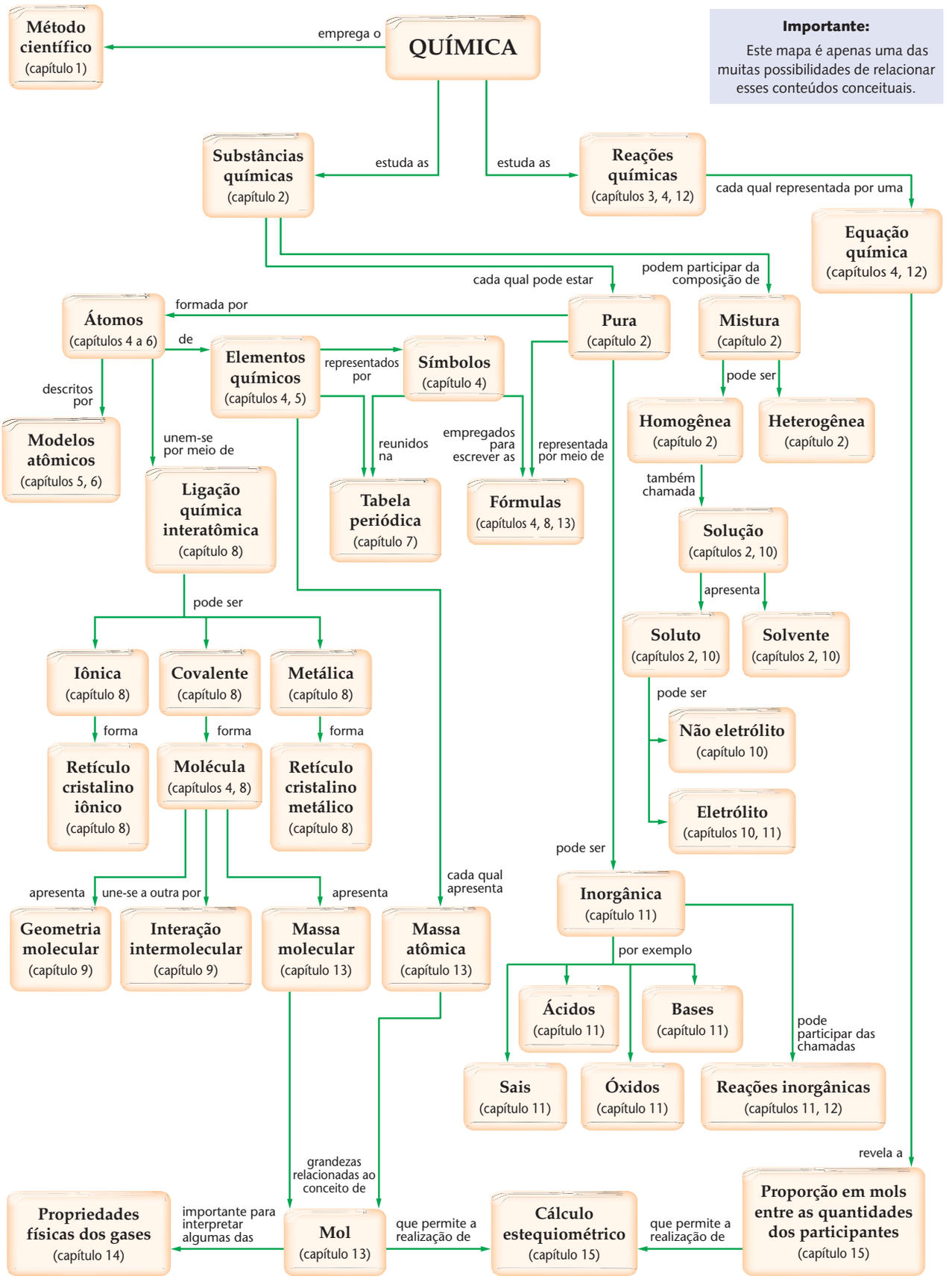
MAPA CONCEITUAL – ESTEQUIOMETRIA

Revise os conceitos estudados e decida como podem ser completados os locais em que aparecem os números.



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

MAPA CONCEITUAL – QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA



Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Apêndice A

Tabela de cátions e de ânions

Cátions (íons positivos)

Carga +1		Carga +2		Carga +3		Carga +4	
H^+	Ag^+	Mg^{2+}	Fe^{2+}	$A\ell^{3+}$	Au^{3+}	Pt^{4+}	Sn^{4+}
Li^+	Cu^+	Ca^{2+}	Mn^{2+}	Bi^{3+}	Fe^{3+}	Pb^{4+}	Mn^{4+}
Na^+	Au^+	Sr^{2+}	Pb^{2+}	Co^{3+}	Sb^{3+}		
K^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Sn^{2+}	Cr^{3+}	As^{3+}		
Rb^+	H_3O^+	Ra^{2+}	Pt^{2+}	Ni^{3+}	Mn^{3+}		
Cs^+	Hg_2^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}				
		Co^{2+}	Ni^{2+}				
		Cd^{2+}	Hg^{2+}				
		Cr^{2+}					

Ânions (íons negativos)

Carga −1		Carga −2		Carga −3	
F^-	Fluoreto	O^{2-}	Óxido	PO_4^{3-}	Fosfato
$C\ell^-$	Cloreto	O_2^{2-}	Peróxido	BO_3^{3-}	Borato
Br^-	Brometo	S^{2-}	Sulfeto	$Fe(CN)_6^{3-}$	Ferricianeto
I^-	Iodeto	SO_3^{2-}	Sulfito		
$C\ell O^-$	Hipoclorito	SO_4^{2-}	Sulfato		
$C\ell O_2^-$	Clorito	$S_2O_3^{2-}$	Tiossulfato		
$C\ell O_3^-$	Clorato	CO_3^{2-}	Carbonato		
$C\ell O_4^-$	Perclorato	$C_2O_4^{2-}$	Oxalato		
NO_2^-	Nitrito	SiO_3^{2-}	Metassilicato		
NO_3^-	Nitrato	HPO_3^{2-}	Fosfito	**Carga −4**	
CN^-	Cianeto	CrO_4^{2-}	Cromato	$P_2O_7^{4-}$	Pirofosfato
OCN^-	Cianato	$Cr_2O_7^{2-}$	Dicromato	SiO_4^{4-}	Silicato
SCN^-	Tiocianato	MnO_4^{2-}	Manganato	$Fe(CN)_6^{4-}$	Ferrocianeto
PO_3^-	Metafosfato	MnO_3^{2-}	Manganito		
$H_2PO_2^-$	Hipofosfito				
MnO_4^-	Permanganato				
OH^-	Hidróxido				
H^-	Hidreto				
CH_3COO^-	Acetato				

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Apêndice B

Potências de dez e notação científica

Potências de dez são muito úteis em ciências. Com o auxílio das potências de dez, qualquer número real pode ser escrito em notação científica.

$$
\begin{aligned}
100.000 &= 10^5 \\
10.000 &= 10^4 \\
1.000 &= 10^3 \\
100 &= 10^2 \\
10 &= 10^1 \\
1 &= 10^0 \\
0{,}1 &= 10^{-1} = 1/10^1 \\
0{,}01 &= 10^{-2} = 1/10^2 \\
0{,}001 &= 10^{-3} = 1/10^3 \\
0{,}0001 &= 10^{-4} = 1/10^4 \\
0{,}00001 &= 10^{-5} = 1/10^5
\end{aligned}
$$

Dizemos que um número está expresso em **notação científica** quando ele está escrito na forma $\mathbf{a \cdot 10^b}$, sendo **a** um número real tal que $1 \leqslant \mathbf{a} < 10$ e **b** um número inteiro (isto é, **b** = ..., –3, –2, –1, 0, 1, 2, 3, ...).

A notação científica permite expressar com facilidade números muito grandes ou muito pequenos. Exemplos:

- $560.000 = 5{,}6 \cdot 10^5$
- $602.000.000.000.000.000.000.000 = 6{,}02 \cdot 10^{23}$
- $0{,}078 = 7{,}8 \cdot 10^{-2}$
- $0{,}0000000000000000016 = 1{,}6 \cdot 10^{-19}$

Usando a notação científica e conhecendo as operações relacionadas no quadro abaixo, fica relativamente simples realizar operações matemáticas envolvendo números muito grandes ou muito pequenos. Exemplos:

- Multiplicar 800.000 por 0,0002:

$$8 \cdot 10^5 \cdot 2 \cdot 10^{-4} = 8 \cdot 2 \cdot \underbrace{10^5 \cdot 10^{-4}} = 16 \cdot 10^{(5)+(-4)} = 16 \cdot 10^1 = 1{,}6 \cdot 10^2$$

Conservamos a base e somamos os expoentes

- Dividir 800.000 por 0,0002:

$$\frac{8 \cdot 10^5}{2 \cdot 10^{-4}} = \frac{8}{2} \cdot \underbrace{\frac{10^5}{10^{-4}}} = 4 \cdot 10^{(5)-(-4)} = 4 \cdot 10^9$$

Conservamos a base e subtraímos os expoentes

- Elevar 800.000 ao quadrado:

$$(8 \cdot 10^5)^2 = (8)^2 \cdot \underbrace{(10^5)^2} = 64 \cdot 10^{10} = 6{,}4 \cdot 10^{11}$$

Multiplicamos 5 por 2

- Extrair a raiz quadrada de 0,0009:

$$\sqrt{9 \cdot 10^{-4}} = \sqrt{9} \cdot \underbrace{\sqrt{10^{-4}}} = 3 \cdot 10^{-2}$$

Dividimos –4 por 2

Algumas operações envolvendo potências de dez

Multiplicação: $10^m \cdot 10^n = 10^{(m+n)}$

Divisão: $\frac{10^m}{10^n} = 10^{m-n}$

Potenciação: $(10^m)^n = 10^{m \cdot n}$

Radiciação: $\sqrt[n]{10^m} = 10^{m/n}$

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Apêndice C

Algumas unidades, seus múltiplos e submúltiplos

Grandeza	Unidade	Símbolo	Relações importantes
Massa	grama	g	$1\ kg = 10^3\ g$
	quilograma*	kg	$1\ t = 10^3\ kg = 10^6\ g$
	tonelada	t	
Comprimento	metro*	m	
Volume	metro cúbico*	m^3	$1\ m^3 = 10^3\ L$
	decímetro cúbico	dm^3	$1\ L = 1\ dm^3 = 10^3\ mL = 10^3\ cm^3$
	centímetro cúbico	cm^3	
	litro	L	
	mililitro	mL	
Pressão	atmosfera	atm	1 atm = 760 mmHg = 760 torr
	milímetro de mercúrio	mmHg	$1\ atm = 1{,}013 \cdot 10^5\ Pa$
	torr	torr	
	pascal*	Pa	
Temperatura	celsius	°C	temperatura em K = temperatura em °C + 273
	kelvin*	K	
Quantidade de matéria	mol*	mol	quantidade em mols = massa/massa molar

* Unidades que fazem parte do Sistema Internacional de Unidades (SI).

Há muitos prefixos que, quando utilizados, permitem expressar múltiplos ou submúltiplos de unidades. Alguns deles aparecem nas tabelas a seguir.

Veja exemplos desses prefixos, quando aplicados ao metro, unidade de comprimento:

- 1 terametro = 1 Tm = 10^{12} m
- 1 gigametro = 1 Gm = 10^9 m
- 1 megametro = 1 Mm = 10^6 m
- 1 quilômetro = 1 km = 10^3 m
- 1 milímetro = 1 mm = 10^{-3} m
- 1 micrometro = 1 µm = 10^{-6} m
- 1 nanômetro = 1 nm = 10^{-9} m
- 1 picometro = 1 pm = 10^{-12} m

Múltiplo	Prefixo	Símbolo
10^{12}	tera	T
10^9	giga	G
10^6	mega	M
10^3	quilo	k

Submúltiplo	Prefixo	Símbolo
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	µ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p

Outros exemplos, envolvendo outras unidades:

- 1 quilograma = 1 kg = 10^3 g
- 1 miligrama = 1 mg = 10^{-3} g
- 1 mililitro = 1 mL = 10^{-3} L
- 1 milimol = 1 mmol = 10^{-3} mol
- 1 quilopascal = 1 kPa = 10^3 Pa

Há outros prefixos, além dos apresentados, que possuem menor importância. Apenas um dos que não foram mostrados na tabela merece comentários. É o prefixo *centi* (c), que corresponde a 10^{-2}. Ele é muito empregado em associação com a unidade metro. Assim sendo, 1 centímetro = 1 cm = 10^{-2} m.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Respostas

Capítulo 2. Substâncias químicas

1. a) sim b) sim c) não d) não

2. O vapor de água presente na atmosfera interna do veículo condensa-se na superfície dos vidros.

3. Os filamentos aquecem o vidro e provocam a vaporização da água líquida que está na sua superfície, desembaçando-o.

4. É inferior a 1.538 °C, pois o ferro não chega a sofrer fusão.

5. É −39 °C, pois abaixo dessa temperatura o mercúrio é sólido.

6. A afirmação é incorreta, pois o filamento não sofre fusão e o ponto de fusão do tungstênio é inferior a 4.000 °C.

7. A temperatura das chamas atingiu um valor máximo superior ao ponto de fusão do ouro (1.064 °C) — pois ele sofreu fusão —, mas inferior ao ponto de fusão do rubi (2.054 °C) — pois este permaneceu sólido.

8. A hipótese B interpreta melhor, pois, pela hipótese A, o volume de água no copo de vidro diminuiria em pouco tempo, fato que não é observado.

9. C **10.** C

11. a) Evaporação e condensação.
b) Processo 3, solidificação.

12. Resolvido. **13.** 4.756 g **14.** 5 g

15. 179 kg **16.** 100.000 **17.** Resolvido.

18. 1.500 mL **19.** 20 **20.** 60

21. Resolvido.

22. a) $7 \cdot 10^3$ L b) 7 m^3

23. a) 20 mL b) 7,97 g/cm^3

24. A **25.** A **26.** A **27.** A

28. Resolvido.

29. a) duas
b) três
c) Na fase líquida há dois componentes (água e açúcar) e na fase sólida há um (chumbo).

30. Não. O sistema da questão anterior é um dos inúmeros exemplos possíveis. Outro exemplo é água sólida + água líquida.

31. a) Mistura, pois é formado por mais de uma substância.
b) Não, pois uma solução é uma mistura homogênea.

32. a) cinco
b) seis
c) Na fase líquida há três componentes e em cada uma das quatro fases sólidas há apenas um componente.
d) A fase líquida é uma solução, na qual a água é o solvente.

33. a) uma b) água c) açúcar

34. D **35.** D **36.** E **37.** B **38.** A **39.** E

40. a) Não é correta, pois pode ser uma mistura homogênea.
b) Não é correta. Um sistema formado apenas por água, por exemplo, pode apresentar mais de uma fase, já que nele pode haver água na fase sólida e água na fase líquida.

41. Resolvido.

42. A

43. Água e tetracloreto de carbono formam uma mistura heterogênea líquido-líquido. Pode-se utilizar, para separar a água e o tetracloreto de carbono, um funil de separação (ou funil de decantação ou funil de bromo). Para tanto, coloca-se a mistura dentro do funil e abre-se a torneira, permitindo o escoamento da fase inferior, ou seja, a mais densa, que é o tetracloreto de carbono (d = 1,6 g/cm^3) e que é recolhida em um frasco. Fecha-se a torneira no momento em que a fase mais densa acabou de escoar. Consegue-se, assim, separar a água e o tetracloreto de carbono: a mais densa, o tetracloreto de carbono, está recolhida no frasco e a menos densa, a água, permanece no funil de separação.

44. Pode-se adicionar água à mistura. A serragem flutua e a areia permanece no fundo. Adicionando água suficiente, a serragem acaba sendo jogada para fora do recipiente junto com parte da água. A água que sobra no recipiente pode ser vagarosamente entornada para outro recipiente (decantação). Tanto a areia quanto a serragem estarão separadas uma da outra, porém molhadas. Essa água restante pode ser eliminada por evaporação.

45. O íma atrai a limalha de ferro, mas não a areia. Assim, a mistura pode ser colocada sobre um papel e, passando-se o ímã por baixo dele, separa-se a limalha da areia.

46. A **47.** E **48.** E **49.** C **50.** D

51. D **52.** A **53.** E **54.** V, F, V, V, F

55. a) Acrescentar água, agitar e usar o funil de separação.
b) X e Y são líquidos, a 25 °C. Acrescentando água e agitando, Y se dissolve nela, mas X não, permanecendo no fundo, pois é mais denso que a solução aquosa de Y. O funil de separação permite separar X da solução aquosa de Y.

Capítulo 3. Introdução ao conceito de reação química

1. Resolvido.

2. Quando uma folha de papel queima, há formação de novas substâncias. Assim, a queima do papel é uma transformação química. Já quando uma folha de papel é rasgada, não há formação de novas substâncias. Assim, não há transformação química.

3. Soma: 39 (01, 02, 04 e 32) **4.** B

5. a) A equação pode ser interpretada como "hematita e monóxido de carbono reagem para formar ferro e dióxido de carbono". Portanto, os sinais de mais indicam "e".
b) Significa "reagem para formar" ou "reagem produzindo".
c) Hematita e monóxido de carbono.
d) Ferro e dióxido de carbono.
e) Os reagentes são hematita e monóxido de carbono e os produtos são ferro e dióxido de carbono.

6. Carvão e oxigênio reagem para produzir gás carbônico.

7. a) seis
b) Simples: nitrogênio, hidrogênio e cloro; são substâncias que não podem ser decompostas em outras. Compostas: cloreto de amônio, amônia e cloreto de hidrogênio; podem ser decompostas em outras substâncias.

8. a) Fechado, pois não permite a troca de matéria entre o meio interno e o meio externo.
b) Pode-se prever que a massa final é igual à inicial.
c) A Lei da Conservação da Massa ou Lei de Lavoisier, enunciada pelo francês Antoine Lavoisier: a massa final de um recipiente fechado, após ocorrer dentro dele uma reação química, é sempre igual à massa inicial.

9. Lei de Lavoisier:
1ª linha: 15 g = 7 g + 8 g
2ª linha: 30 g = 14 g + 16 g
3ª linha: 60 g = 28 g + 32 g
4ª linha: 90 g = 42 g + 48 g

Lei de Proust:

$$\frac{\text{massa de nitrogênio}}{\text{massa de oxigênio}} = \frac{7\text{ g}}{8\text{ g}} = \frac{14\text{ g}}{16\text{ g}} = \frac{28\text{ g}}{32\text{ g}} = \frac{42\text{ g}}{48\text{ g}}$$

10. a) 1ª linha: 14 g
2ª linha: 6 g
3ª linha: 42 g

b) $\frac{\text{massa de nitrogênio}}{\text{massa de hidrogênio}} = \frac{14\text{ g}}{3\text{ g}} = \frac{28\text{ g}}{6\text{ g}} = \frac{42\text{ g}}{9\text{ g}}$

11. Resolvido.

12. a) O valor de *x*, que é 1 g, pode ser determinado empregando-se a Lei da Conservação da Massa.
b) Para determinar o valor que falta na segunda e na terceira linhas, pode-se usar a Lei de Lavoisier. A utilização da Lei de Proust permite determinar os valores que faltam nessas e nas demais linhas.

metano	→	carbono	+	hidrogênio
4 g		3 g		1 g
8 g		6 g		2 g
12 g		9 g		3 g
16 g		12 g		4 g
20 g		15 g		5 g
100 g		75 g		25 g

c) Sim. Em 100 g de metano há 75 g de carbono e 25 g de hidrogênio. Portanto, no metano há 75% em massa de carbono e 25% em massa de hidrogênio.

13. 82,4% em massa de nitrogênio e 17,6% em massa de hidrogênio.

14. B **15.** A

Capítulo 4. Do macroscópico ao microscópico: átomos e moléculas

1. Os símbolos representam os elementos químicos e as fórmulas representam as substâncias químicas.

2. A molécula de sacarose é formada por 45 átomos, sendo 12 do elemento carbono, 22 do elemento hidrogênio e 11 do elemento oxigênio.

3. a) mistura
b) Sim, pois uma solução é uma mistura homogênea.
c) três

4. a) fórmula b) três

5. a) cinco
b) carbono, hidrogênio, oxigênio, enxofre e ferro

6. H_2SO_4

7. a) ② e ③ — uma só substância, formada por átomos de apenas um elemento químico.
b) ① e ④ — uma só substância, formada por átomos de dois ou mais elementos químicos.
c) ⑤, ⑥, ⑦ e ⑧ — mistura, formada por duas ou mais substâncias diferentes.

8. a) Hidrogênio − H, flúor − F, oxigênio − O, carbono − C.
b) ① HF; ② O_2; ③ O_3; ④ CH_4; ⑤ F_2 e O_2; ⑥ H_2, F_2 e HF; ⑦ O_2 e O_3; ⑧ CH_4 e C_2H_2.

9. a) NO c) N_2O e) N_2O_4
b) NO_2 d) N_2O_3 f) N_2O_5

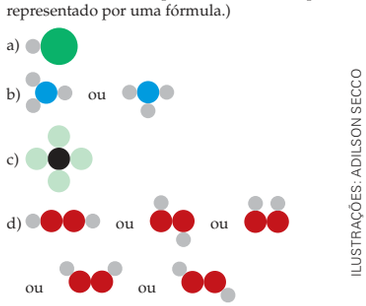
10. a) CH_4 c) C_3H_8 e) C_2H_4 g) C_3H_6
b) C_2H_6 d) C_4H_{10} f) C_2H_2 h) C_6H_6

11. Sim. A representação NO_2 é para a molécula formada por três átomos, dos quais um é do elemento nitrogênio e dois são do elemento oxigênio. A representação N_2O_4 é para a molécula formada por seis átomos, dos quais dois são do elemento nitrogênio e quatro são do elemento oxigênio.

12. a) nitrogênio, oxigênio, hidrogênio, argônio, carbono, hélio, neônio, criptônio, xenônio, radônio e enxofre.
b) N_2, O_2, Ar, He, Ne, Kr, Xe, Rn e O_3
c) H_2O, CO_2, SO_2, SO_3, NO e NO_2

13. a) Ar, He, Ne, Kr, Xe e Rn
b) N_2, O_2 e NO
c) O_3, H_2O, CO_2, SO_2 e NO_2
d) SO_3

14. Nas substâncias puras há uma composição bem definida, que se deve ao fato de as moléculas serem formadas por um certo número bem definido de átomos de um ou mais elementos químicos. Já uma mistura não apresenta uma composição bem definida. (Porém, cada componente da mistura pode ser representado por uma fórmula.)

15. a)


ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

16. C **17.** D **18.** E **19.** B **20.** E **21.** D

22. Vamos usar R para o símbolo do elemento representado em roxo e A para o representado em amarelo. Ⓐ e Ⓑ não podem representar a situação final, porque desaparecem átomos de R e aparecem átomos de A. Ⓒ e Ⓔ não podem representar a situação final, porque desaparecem átomos de R e de A, e aparecem átomos de outro elemento (representado

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

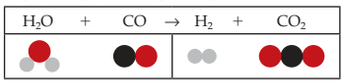
em outra cor). Ⓓ não representa a situação final, porque desaparecem átomos de A e aparecem átomos de R. Ⓔ representa a situação final, porque a quantidade de átomos de A e de R se mantém inalterada; os átomos apenas se recombinam, de moléculas de R_2 e A_2 em moléculas de RA.

23. a) Reagentes: H_2 e $C\ell_2$; produto: $HC\ell$
b) $H_2 + C\ell_2 \rightarrow 2\,HC\ell$

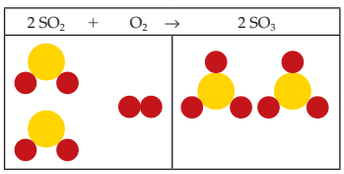
24. a) Reagentes: NO e O_2; produto: NO_2
b) $2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$

25. a) Já está balanceada.
b) $2\,SO_2 + O_2 \rightarrow 2\,SO_3$
c) $2\,H_2O_2 \rightarrow 2\,H_2O + O_2$
d) $2\,CO + O_2 \rightarrow 2\,CO_2$
e) $2\,N_2H_4 + N_2O_4 \rightarrow 3\,N_2 + 4\,H_2O$

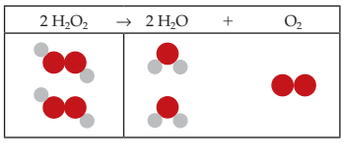
26. a)



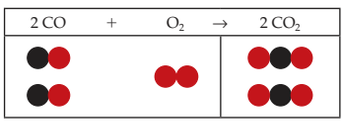
b)



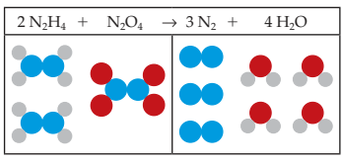
c)



d)



e)



27. Ao alterar a fórmula H_2 para H_6 e a fórmula NH_3 para N_2H_6, o estudante deixou de representar corretamente as substâncias gás hidrogênio e amônia. A equação ficaria corretamente balanceada colocando o coeficiente 3 na frente de H_2 e o coeficiente 2 na frente de NH_3: $N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$.

28. a) $H_2 + C\ell_2 \rightarrow 2\,HC\ell$
b) $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
c) $P_2O_5 + 3\,H_2O \rightarrow 2\,H_3PO_4$
d) $Zn + 2\,HBr \rightarrow ZnBr_2 + H_2$
e) $2\,A\ell + 6\,HC\ell \rightarrow 2\,A\ell C\ell_3 + 3\,H_2$
f) $Cu + 2\,AgNO_3 \rightarrow 2\,Ag + Cu(NO_3)_2$
g) $2\,C\ell_2 + CH_4 \rightarrow CH_2C\ell_2 + 2\,HC\ell$
h) $C_2H_6O + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$
i) $2\,AgNO_3 + BaC\ell_2 \rightarrow 2\,AgC\ell + Ba(NO_3)_2$
j) $2\,H_3PO_4 + 3\,Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\,HNO_3$

29. a) NO_2 b) $2\,N_2 + O_2 \rightarrow 2\,N_2O$

30. B **31.** D

32. $N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$

33. C **34.** A

Capítulo 5. Introdução à estrutura atômica

1. B **2.** C **3.** A **4.** D **5.** A **6.** A

7. E **8.** B **9.** F, V, V, F **10.** B

11. O número 24 é o número atômico, ou seja, o número de prótons que existe no núcleo do átomo. O número 51 é o número de massa, que corresponde à soma dos números de prótons e nêutrons.

12. Resolvido. **13.** Resolvido.

14. a) 6 prótons, 6 elétrons e 6 nêutrons.
b) 8 prótons, 8 elétrons e 9 nêutrons.
c) 7 prótons, 7 elétrons e 6 nêutrons.
d) 13 prótons, 13 elétrons e 14 nêutrons.

15. $^{239}_{94}Pu$

16. a) sim b) sim c) não d) sim

17. E **18.** E **19.** C **20.** D

21. C **22.** B **23.** C **24.** A

25. a) Os átomos, segundo se aceita atualmente, são constituídos por partículas subatômicas: os prótons, os nêutrons e os elétrons. Assim, o átomo **não** é indivisível.
b) Há elementos químicos que são formados por dois ou mais isótopos (átomos que possuem o mesmo número atômico, mas diferentes números de massa). Os isótopos são átomos de um mesmo elemento que **não** são idênticos em massa.

26. B **27.** Soma: 21 (01, 04 e 16) **28.** 151

29. Resolvido. **30.** Resolvido. **31.** Resolvido.

32. A **33.** E **34.** A **35.** A **36.** E **37.** E

38. A **39.** D **40.** D **41.** A **42.** C

43. a) 40 b) 82 c) 38 d) 44

Capítulo 6. Noção mais detalhada da estrutura atômica

1. C **2.** C **3.** C **4.** C

5. E **6.** D **7.** D

8. 1) vermelho-tijolo (ou alaranjado): cálcio
vermelho: estrôncio
verde-amarelado: bário
2) Elétrons do metal, ao receberem energia da chama, são excitados. No retorno, emitem energia na forma de luz. Essa energia corresponde à diferença de energia entre os dois níveis envolvidos na transição, cujo valor é característico do elemento. Por isso, a cor é diferente para elementos diferentes.

9. E **10.** A

11. a) $1s^2\,2s^2$
b) $1s^2\,2s^2\,2p^3$
c) $1s^2\,2s^2\,2p^6$
d) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1$
e) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$
f) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}$
g) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^5$
h) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^1$
i) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}\,5p^6\,6s^1$

12. C **13.** D **14.** D **15.** D

16. a) K—2 L—2
b) K—2 L—5
c) K—2 L—8
d) K—2 L—8 M—3
e) K—2 L—8 M—8 N—2
f) K—2 L—8 M—16 N—2
g) K—2 L—8 M—18 N—7
h) K—2 L—8 M—18 N—8 O—1
i) K—2 L—8 M—18 N—18 O—8 P—1

17. D **18.** C **19.** Resolvido. **20.** Resolvido.

21. D **22.** D **23.** D **24.** B **25.** C **26.** C

27. D **28.** Resolvido. **29.** Resolvido.

30. B **31.** D **32.** E

33. a) $C\ell$ − III, Mg − II, Ne − I.
b) $C\ell^-$ − IV, K^+ − IV, $A\ell^{3+}$ − I.

34. B **35.** A **36.** E **37.** C

38. a) [Ar] $4s^2\,3d^{10}\,4p^2$; K—2 L—8 M—18 N—4
b) [Ar] $3d^4$; K—2 L—8 M—12

39. A **40.** A **41.** D

Capítulo 7. A tabela periódica dos elementos

1. C **2.** B **3.** Elementos representativos.

4. Elementos de transição.

5. H, Na e K (grupo 1); Ca e Ba (grupo 2); C (grupo 14); N (grupo 15); O e S (grupo 16); F, $C\ell$ e Br (grupo 17); He e Ar (grupo 18).

6. Fe (grupo 8) e Au (grupo 11) **7.** U

8. H, Na e K (grupo 1); Ca e Ba (grupo 2); O e S (grupo 16); F, $C\ell$ e Br (grupo 17); He e Ar (grupo 18).

9. H e He: 1ª período; C, N, O e F: 2º período; Na, S, $C\ell$ e Ar: 3º período; K, Ca, Fe e Br: 4º período; Ba e Au: 6º período.

10. a) Na e K c) O e S e) He e Ar
b) Ca e Ba d) F, $C\ell$ e Br

11. a) Em ordem crescente de números atômicos.
b) Halogênios: grupo 17; metais alcalinos: grupo 1; metais alcalino-terrosos: grupo 2; calcogênios: grupo 16; gases nobres: grupo 18.

12. C **13.** B **14.** A **15.** D **16.** A **17.** D

18. B **19.** D **20.** A **21.** E **22.** Resolvido.

23. Resolvido. **24.** C **25.** B **26.** A **27.** E

28. C **29.** C **30.** Todas as proposições estão corretas.

31. E **32.** A

33. a) III − argônio; IV − selênio.
b) metal − I e II; gás nobre − III.
c) I − 4º período e grupo 7 (ou família 7B); II − 6º período e grupo 3 (ou família 3B); III − 3º período e grupo 18 (ou família 0); IV − 4º período e grupo 16 (ou família 6A); V − 3º período e grupo 14 (ou família 4A).
d) Elementos de transição: I e II (mais especificamente, II é de transição interna); elementos representativos: III, IV e V.

34. B **35.** D **36.** E **37.** A **38.** B **39.** B

40. A **41.** D **42.** D **43.** E **44.** B **45.** C

46. B **47.** C **48.** V, V, V, V, V e V **49.** C

50. A **51.** B **52.** D **53.** D **54.** C

55. a) $_{56}Ba$ b) $_{26}Fe$, $_{80}Hg$ e $_{24}Cr$ **56.** B

57. 1) Observa-se um aumento gradual na energia de ionização devido à diminuição do raio, ou seja, a uma maior atração nuclear efetiva sobre os elétrons externos.
2) O valor da energia de ionização do sexto elétron é muito maior do que a do quinto, porque houve uma diminuição no número de camadas. O quinto elétron está na segunda camada, enquanto o sexto está na primeira.

58. a) S^{2-}, $C\ell^-$, Ar e Ca^{2+}
b) Os elementos S, Ar, $A\ell$ e $C\ell$ pertencem ao 3º período. Dentre $_{13}A\ell^{3+}$ (10 e^-, 2 camadas), $_{16}S^{2-}$ (18 e^-, 3 camadas), $_{17}C\ell^-$ (18 e^-, 3 camadas) e $_{18}Ar^0$ (18 e^-, 3 camadas), o potencial de ionização é menor para a espécie S^{2-}, pois apresenta maior raio.

59. a) Hélio, neônio e argônio.
b) No intervalo de Z = 3 a Z = 10, o número de camadas eletrônicas é o mesmo. Com o aumento do número atômico, aumenta a carga nuclear, aumentando assim a atração exercida pelo núcleo sobre os elétrons mais externos, diminuindo o raio atômico e acarretando um aumento da energia de ionização.

60. C

61. O elemento que corresponde ao gráfico 1 é o enxofre, pois está localizado no 3º período e possui 6 elétrons em sua camada de valência, já que, segundo o gráfico 1, há uma grande diferença entre a 6ª e a 7ª energias de ionização, indicando uma mudança de camada. O grupo ao qual pertencem os elementos do gráfico 2 que apresentam as quatro maiores afinidades eletrônicas é o grupo 17 (ou família VIIA).

ILUSTRAÇÕES: ADILSON SECCO

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Capítulo 8. Ligações químicas interatômicas

1. Resolvido. **2.** Resolvido.

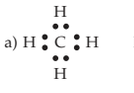
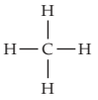
3. E **4.** D **5.** B

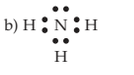
6. a) X – grupo 17 (ou família 7A)
Y – grupo 1 (ou família 1A)
b) YX, ligação iônica. De acordo com a regra do octeto, X perde 1 elétron e Y recebe 1 elétron. O composto iônico formado é Y^+X^-.

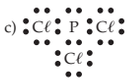
7. E **8.** D **9.** D **10.** D **11.** A **12.** C

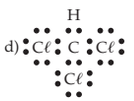
13. B **14.** A **15.** E **16.** B **17.** Resolvido.

18. B **19.** A **20.** Resolvido. **21.** E

22. a)  

b) 

c) 

d) 

e)

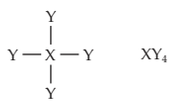
f)

g)

h)

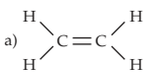
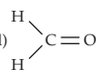
23. A

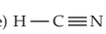
24. a) Por meio de uma ligação covalente, na qual elétrons são compartilhados por ambos os átomos.
b) Representando por X o elemento da família 4A (grupo 14) e por Y o elemento da família 7A (grupo 17):

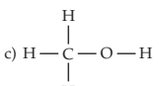
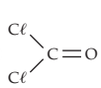


25. a) Covalente, pois ambos os átomos precisam de 1 elétron para completar o octeto.
b) Iônica, pois, para completar o octeto, o potássio deve perder 1 elétron e o bromo receber 1 elétron.

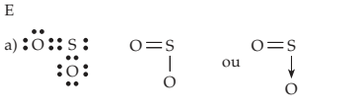
26. D **27.** C **28.** D **29.** E **30.** Resolvido.

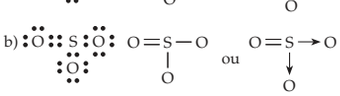
31. a)  d) 

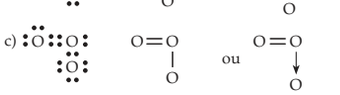
b) e) 

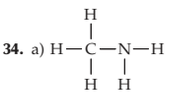
c)  f) 

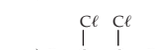
32. E

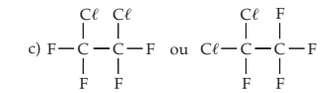
33. a) 

b) 

c) 

34. a) 

b) 

c) 

35. C **36.** D **37.** A **38.** D **39.** B

40. A **41.** A **42.** D **43.** E **44.** C

45. D **46.** D **47.** D

48. 1 – errado; 2 – errado; 3 – errado; 4 – certo.

49. B **50.** D **51.** D **52.** Resolvido.

53. O HBr é substância **molecular** e o KBr é substância **iônica**. Espera-se, portanto, que o ponto de fusão do KBr seja maior que o do HBr.

54. a) $NaC\ell$ e Na_2O
b) O_2 e $HC\ell$
c) Pt e Zn
d) $NaC\ell$, Na_2O, Pt e Zn
e) O_2 e $HC\ell$
f) Pt e Zn
g) $NaC\ell$ e Na_2O
h) O_2 e $HC\ell$

55. E **56.** C **57.** E **58.** B **59.** A

Capítulo 9. Geometria molecular e ligações químicas intermoleculares

1. D **2.** D **3.** A **4.** E **5.** E **6.** A

7. Resolvido. **8.** A **9.** D **10.** B **11.** C

12. E **13.** D

14. a) 9 h 05 min b) 10 h 20 min

15. a) MgF_2 – ligação iônica
b) NH_3 – ligação covalente

16. C **17.** A **18.** B **19.** A

20.

Pa	Ra	Be	N	S
1	2	3	4	5

21. São corretas: 01, 02, 08 e 16.

22. B **23.** A **24.** D

25.

A molécula com momento dipolar resultante diferente de zero é $CH_3C\ell$.

26. a) Covalente polar.
b) Porque, como decorrência da geometria molecular tetraédrica, o vetor momento de dipolo resultante é nulo ($\vec{\mu}_R = \vec{0}$).

27. E **28.** Resolvido. **29.** Resolvido.

30. $HC\ell$, pois é polar, como a água.

31. $CC\ell_4$, pois é apolar, como a gasolina.

32. Espera-se que o álcool etílico (polar) se dissolva melhor em acetona (polar) do que em gasolina (apolar).

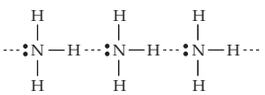
33. O iodo é apolar. Para sua remoção é recomendado um solvente apolar, que, no caso, é o $CC\ell_4$.

34. A gordura é apolar. Para removê-la é mais eficiente um solvente apolar, que, no caso, é a benzina.

35. B **36.** Resolvido.

37. Dipolo-dipolo: A, G, H, J, K e L; dipolo instantâneo-dipolo induzido: B, C, F e I; ligação de hidrogênio: D e E.

38. a) Trigonal plana.
b) O ângulo entre as ligações B—F é de 120°.
c) As ligações B—F são polares.
d) A molécula é apolar, pois os dipolos se cancelam.
e) Interações dipolo instantâneo-dipolo induzido (Obs.: Lembre-se de que a molécula de BF_3 não obedece à regra do octeto, ficando o boro com seis elétrons na última camada.)

39. 

40. E **41.** E **42.** D

43. A água escoaria mais rapidamente da superfície modificada (a da direita). Isso porque, na superfície não modificada (a da esquerda), ligações de hidrogênio (entre H_2O e os grupos –OH) tendem a fazer a água ficar aderida e escoar mais lentamente.

44. E **45.** C **46.** Resolvido. **47.** A **48.** B

49. Em I são rompidas ligações de hidrogênio que mantêm as moléculas unidas. Em II são rompidas as ligações covalentes que mantêm os átomos de H e O unidos na molécula de água.

50. E

51. Ligação de hidrogênio (ponte de hidrogênio).

52. C **53.** Resolvido. **54.** D

55. CH_4 possui fracas interações intermoleculares, do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido; H_2S possui interações mais fortes, do tipo dipolo-dipolo, e H_2O apresenta interações ainda mais fortes, do tipo ligações (pontes) de hidrogênio.

56. Todos os itens são verdadeiros.

57. Em H_2O e NH_3, as moléculas se unem por ligações (pontes) de hidrogênio; contudo, no caso da água, existem mais ligações de hidrogênio entre as moléculas do que no caso da amônia. Já o CH_4 apresenta interações intermoleculares mais fracas, do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido.

Capítulo 10. Condutividade elétrica de soluções aquosas

1. Solução eletrolítica conduz corrente elétrica e solução não eletrolítica não conduz.

2. Solução iônica contém íons dissolvidos e solução molecular não contém.

3. a) Iônico, pois é formado pelo cátion sódio (Na^+) e pelo ânion cloreto ($C\ell^-$).
b) Dissociação iônica, pois os íons já existentes se separam sob a ação do solvente água.
c) Sim, pois apresenta íons livres.

4. a) Molecular, pois é formado por hidrogênio ligado ao cloro (não metal).
b) Ionização, pois há a quebra da molécula, originando íons.
c) Sim, pois apresenta íons livres.

5. a) Molecular, pois é formada por hidrogênio e pelos não metais carbono e oxigênio.
b) Nenhuma delas, pois a solução é molecular.
c) Não, pois não apresenta íons livres.

6. C **7.** C **8.** E **9.** E

10. A **11.** D **12.** B

13. O H_2SO_4 é um composto molecular que, em água, sofre ionização, formando uma solução iônica.

14. O número de cátions H^+ é igual ao de ânions $C\ell^-$, pois são formados em igual quantidade na ionização do $HC\ell$:

$$HC\ell\ (g) \xrightarrow{H_2O} H^+\ (aq) + C\ell^-\ (aq)$$

A solução é eletricamente neutra, pois, nela, a quantidade de cargas elétricas positivas é igual à de negativas. Contudo é incorreto afirmar que a solução "não conduz eletricidade", uma vez que apresenta íons livres (H^+ (aq) e $C\ell^-$ (aq)).

15. B **16.** D

17. a) Cloreto de sódio, pois, no estado líquido, há íons livres.
b) Iodo, I_2, pois é um composto molecular e sua molécula é apolar.

Capítulo 11. Princípios de Química Inorgânica

1. Ácidos possuem sabor azedo. Bases possuem sabor adstringente e deixam a pele escorregadia. Como é muito arriscado colocar substâncias na boca para realizar testes, utilizam-se os indicadores ácido-base, que adquirem cores diferentes em meio ácido e em meio básico.

2. É uma substância que apresenta cores diferentes em meio ácido e em meio básico.

3. Em laboratórios: fenolftaleína e tornassol; extraídos de vegetais: extrato de repolho roxo, sucos de uva e de amora.

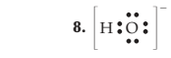
Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

4. São condutores de corrente elétrica: **b** e **d** (pois apresentam íons livres).

5. Ácidos: H^+; bases: OH^-.

6. a) No H^+ há 1 próton e no OH^- há 9 prótons (8 do oxigênio e 1 do hidrogênio).
b) No H^+ não há elétrons e no OH^- há 10 elétrons (8 do oxigênio, 1 do hidrogênio e 1 que confere ao conjunto a carga global negativa).

7. H—F H—Cℓ H—Br H—I H—S(H)

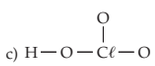
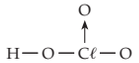
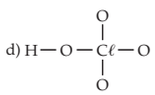
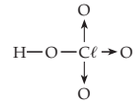
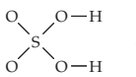
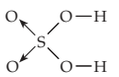
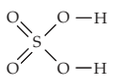
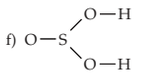
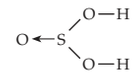
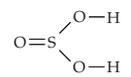
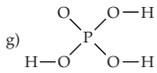
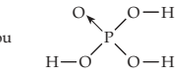
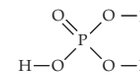
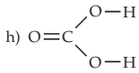
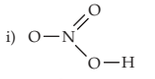
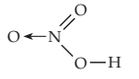
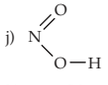
8.  Ligação covalente

9. a) ácido clorídrico
b) ácido hipocloroso
c) ácido cloroso
d) ácido clórico
e) ácido perclórico
f) ácido sulfídrico
g) ácido sulfúrico
h) ácido sulfuroso
i) ácido nítrico
j) ácido nitroso
k) ácido bromídrico
l) ácido cianídrico
m) ácido fosfórico
n) ácido fosforoso
o) ácido hipofosforoso
p) ácido pirofosfórico
q) ácido metafosfórico
r) ácido carbônico
s) ácido acético
t) ácido crômico
u) ácido permangânico

10. a) HNO_3
b) $HC\ell O_3$
c) H_2CO_3
d) H_2SO_4
e) H_3PO_4
f) HNO_2
g) H_2SO_3
h) $HC\ell O$
i) HI
j) HF
k) H_3PO_2

11. a) HIO_4
b) $HBrO_3$
c) $HBrO_2$
d) HIO
e) H_3AsO_4
f) H_2SeO_4

12. A **13.** E **14.** E **15.** E

16. a) H—O—Cℓ
b) H—O—Cℓ—O ou H—O—Cℓ→O
c)  ou 
d)  ou 
e)  ou 
ou 
f)  ou 
ou 
g)  ou 
ou 
h) 
i)  ou 
j) 
k) H—Cℓ
l) H—Br
m) H—S—H
n) H—C≡N

17. C **18.** C **19.** A **20.** C **21.** E

22. a) $HC\ell \rightarrow H^+ + C\ell^-$
b) $HC\ell O_3 \rightarrow H^+ + ClO_3^-$
c) $HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$
d) $H_2SO_4 \rightarrow 2\,H^+ + SO_4^{2-}$
e) $H_2CO_3 \rightarrow 2\,H^+ + CO_3^{2-}$
f) $H_3PO_4 \rightarrow 3\,H^+ + PO_4^{3-}$

23. a) $H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$
$HSO_4^- \rightarrow H^+ + SO_4^{2-}$
b) $H_2SO_3 \rightarrow H^+ + HSO_3^-$
$HSO_3^- \rightarrow H^+ + SO_3^{2-}$
c) $H_2CO_3 \rightarrow H^+ + HCO_3^-$
$HCO_3^- \rightarrow H^+ + CO_3^{2-}$
d) $H_3PO_4 \rightarrow H^+ + H_2PO_4^-$
$H_2PO_4^- \rightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$
$HPO_4^{2-} \rightarrow H^+ + PO_4^{3-}$
e) $H_4P_2O_7 \rightarrow H^+ + H_3P_2O_7^-$
$H_3P_2O_7^- \rightarrow H^+ + H_2P_2O_7^{2-}$
$H_2P_2O_7^{2-} \rightarrow H^+ + HP_2O_7^{3-}$
$HP_2O_7^{3-} \rightarrow H^+ + P_2O_7^{4-}$

24. Tanto H_2O como HNO_3 são compostos moleculares, o que justifica o fato de conduzirem mal a corrente elétrica quando puros. No entanto, ao dissolver HNO_3 em água, ocorre um processo de ionização ($HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$). Os íons produzidos são responsáveis pela boa condutividade elétrica da solução.

25. C **26.** A

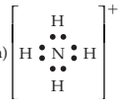
27. a) vinagre
b) H_2O, CH_3COOH, CH_3COO^- e H^+ (ou H_3O^+)

28. C **29.** D **30.** KOH e NaOH

31. a) hidróxido de lítio
b) hidróxido de bário
c) hidróxido de ferro (II) ou hidróxido ferroso
d) hidróxido de ferro (III) ou hidróxido férrico
e) hidróxido de estrôncio
f) hidróxido de césio
g) hidróxido de chumbo (II) ou hidróxido plumboso
h) hidróxido de chumbo (IV) ou hidróxido plúmbico

32. a) $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$
b) $Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2\,OH^-$
c) $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3\,OH^-$

33. a) $Mg(OH)_2$
b) $Ca(OH)_2$
c) $Fe(OH)_2$
d) $Fe(OH)_3$
e) CuOH
f) $Cu(OH)_2$
g) $Sn(OH)_2$
h) $Sn(OH)_4$
i) NH_4OH
j) $A\ell(OH)_3$

34. a) NH_3
b) Estado gasoso.
c) É uma base.
d) Quando a amônia se dissolve em água, sofre ionização, produzindo íons OH^-, de acordo com a equação: $NH_3\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$
e) Seu odor é forte e irritante.
f) É o íon hidroxila, OH^-.
g) Cátion amônio, cuja fórmula é NH_4^+.
h) 

35. Resolvido. **36.** E **37.** D **38.** B **39.** B

40. B **41.** B **42.** A **43.** B **44.** D **45.** C

46. a) $NH_3\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow NH_4OH\,(aq)$
$NH_4OH\,(aq) \rightarrow NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$ ou, representando em uma só equação:
$NH_3\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow NH_4^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$
b) O amoníaco é gasto ao reagir com a gordura (e uma parte sai na forma gasosa).

47. Resolvido.

48. a) $H_2SO_4 + 2\,KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2\,H_2O$
b) $3\,HNO_3 + A\ell(OH)_3 \rightarrow A\ell(NO_3)_3 + 3\,H_2O$
c) $3\,H_2SO_4 + 2\,Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6\,H_2O$
d) $2\,H_3PO_4 + 3\,Mg(OH)_2 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 6\,H_2O$
e) $H_2CO_3 + 2\,NH_4OH \rightarrow (NH_4)_2CO_3 + 2\,H_2O$

49. B **50.** B **51.** B **52.** A

53. a) cloreto de potássio
b) brometo de sódio
c) sulfeto de amônio
d) iodeto de potássio
e) carbonato de sódio
f) sulfato de cálcio
g) sulfito de sódio
h) fosfato de potássio
i) nitrato de sódio
j) nitrito de cálcio
k) carbonato de magnésio
l) bromato de potássio
m) sulfato de cobre (II) ou sulfato cúprico
n) sulfeto de ferro (II) ou sulfeto ferroso
o) sulfato de ferro (III) ou sulfato férrico

54. a) $FeCO_3$
b) $Cr_2(SO_4)_3$
c) $Ni(NO_3)_2$
d) $Pb(SO_4)_2$

55. C **56.** E **57.** D

58. a) H—O—Cℓ(=O)—O ou H—O—Cℓ→O (O)
b) clorato de alumínio

59. a) Apenas um, aquele que está ligado ao oxigênio. Os outros dois estão ligados ao fósforo, elemento de eletronegatividade quase igual à do hidrogênio.
b) $H_3PO_2 + NaOH \rightarrow NaH_2PO_2 + H_2O$

60. B **61.** A **62.** E

63. 1º foguete − cloreto de sódio (NaCℓ)
2º foguete − cloreto de cobre (I) (CuCℓ) ou cloreto cuproso
3º foguete − carbonato de estrôncio ($SrCO_3$)
4º foguete − alumínio (Aℓ)

64. a) No KCℓ a ligação é iônica e no HCℓ, covalente.
b) Quando KCℓ se dissolve em água, ocorre dissociação iônica; quando HCℓ se dissolve, ocorre ionização.
c) KCℓ é um sal e HCℓ é um ácido.

65. No Na_2SO_4 sólido existem ligações iônicas (entre os cátions Na^+ e os ânions SO_4^{2-}) e covalente (entre os átomos de S e O que formam o ânion sulfato). Quando Na_2SO_4 se dissolve em água, ocorre dissociação iônica. Nesse processo são rompidas apenas ligações iônicas que existem no Na_2SO_4 sólido.

66. 0 − F, 1 − F, 2 − F, 3 − V

67. a) $H_2SO_4 + 2\,KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2\,H_2O$
b) $H_2SO_4 + KOH \rightarrow KHSO_4 + H_2O$

68. a) $H_2CO_3 + 2\,NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + 2\,H_2O$
b) $H_2CO_3 + NaOH \rightarrow NaHCO_3 + H_2O$

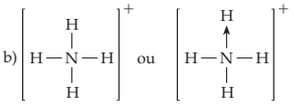
69. a) $H_2S + 2\,NaOH \rightarrow Na_2S + 2\,H_2O$
b) $H_2S + NaOH \rightarrow NaHS + H_2O$

70. Bicarbonato de sódio ou hidrogenocarbonato de sódio (ou, ainda, carbonato ácido de sódio).

71. a) H_2S; bissulfeto
b) H_2SO_3; bissulfito
c) H_2SO_4; bissulfato
d) H_2CO_3; bicarbonato

72. C **73.** E **74.** A **75.** D

76. A **77.** C **78.** E

79. a) $_{12}Mg^{2+} < {}_{20}Ca^{2+} < {}_{19}K^+$
b) 
c) K_2HPO_4 e $CaHPO_4$ (ou $MgHPO_4$)
d) K − grupo 1, família dos metais alcalinos
Mg − grupo 2, família dos metais alcalino-terrosos

80. Resolvido. **81.** B **82.** E

83. Resolvido. **84.** B **85.** C **86.** D

87. E **88.** D **89.** D **90.** A

91. Soma: 08 (apenas 08 é correta)

92. Soma: 15 (01, 02, 04 e 08)

93. H_2S: α = 10%; H_2SO_4: α = 67%;
HNO_3: α = 80%; $H_2S < H_2SO_4 < HNO_3$

94. E **95.** C **96.** E **97.** E

98. 1 - A molécula de água é polar. A ligação H—O é covalente polar e os momentos de dipolo das duas ligações H—O não se cancelam, já que a molécula é angular.
2 - O modelo **A**. As moléculas de água que solvatam um cátion estarão orientadas com o oxigênio voltado para ele, pois no oxigênio está a região negativa do dipolo da água. E as moléculas que solvatam um ânion estarão orientadas com átomos de hidrogênio voltados para ele, pois nos átomos de hidrogênio está a região positiva do dipolo da água.

99. D

100. a) NO
b) CO
c) CO_2
d) $C\ell_2O_7$
e) P_2O_5
f) Mn_2O_3

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

101. a) dióxido de enxofre
b) trióxido de enxofre
c) trióxido de difósforo
d) tetróxido de dinitrogênio
e) pentóxido de diantimônio

102. a) Na_2O c) K_2O e) Ag_2O
b) CaO d) BaO f) FeO

103. a) óxido de lítio
b) óxido de estrôncio
c) óxido de ferro (III) ou óxido férrico
d) óxido de alumínio
e) óxido de estanho (II) ou óxido estanoso
f) óxido de estanho (IV) ou óxido estânico
g) óxido de chumbo (II) ou óxido plumboso
h) óxido de chumbo (IV) ou óxido plúmbico

104. C **105.** C **106.** B **107.** B

108. a) SO_3 c) CO_2 e) N_2O_3
b) SO_2 d) N_2O_5 f) Mn_2O_7

109. a) $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
b) $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
c) $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$
d) $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\,HNO_3$
e) $N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2\,HNO_2$
f) $Mn_2O_7 + H_2O \rightarrow 2\,HMnO_4$

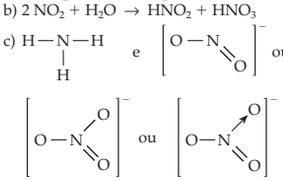
110. a) $SO_3 + 2\,NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
b) $SO_2 + 2\,NaOH \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O$
c) $CO_2 + 2\,NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$
d) $N_2O_5 + 2\,NaOH \rightarrow 2\,NaNO_3 + H_2O$

111. a) $SO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + H_2O$
b) $SO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_3 + H_2O$
c) $CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$
d) $N_2O_5 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$

112. $2\,NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$

113. A **114.** B **115.** E **116.** E **117.** A

118. D **119.** C **120.** C **121.** D

122. a) N_2 é apolar e NH_3 é polar.
b) $2\,NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$
c)  ou
 ou

d) Causaria a chuva ácida, pois os processos 2 e 3 indicam que óxidos de nitrogênio na atmosfera originam HNO_3 (forte) e HNO_2 (moderado) na chuva.

123. E **124.** C

125. **1ª etapa** — $S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$
2ª etapa — $2\,SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,SO_3(g)$
3ª etapa — $SO_3(g) + H_2O(\ell) \rightarrow H_2SO_4(aq)$

126. **No reator**
$4\,NH_3(g) + 5\,O_2(g) \xrightarrow{Pt} 4\,NO(g) + 6\,H_2O(v)$
Na torre de oxidação
$2\,NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,NO_2(g)$
Na torre de absorção
$2\,NO_2(g) + H_2O(\ell) \rightarrow HNO_2(aq) + HNO_3(aq)$
$3\,HNO_2(aq) \rightarrow HNO_3(aq) + 2\,NO(g) + H_2O(\ell)$
(também ocorre: $2\,NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,NO_2(g)$)

127. a) $Li_2O + H_2O \rightarrow 2\,LiOH$
b) $K_2O + H_2O \rightarrow 2\,KOH$
c) $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
d) $BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$

128. a) $Li_2O + 2\,HC\ell \rightarrow 2\,LiC\ell + H_2O$
b) $K_2O + 2\,HC\ell \rightarrow 2\,KC\ell + H_2O$
c) $CaO + 2\,HC\ell \rightarrow CaC\ell_2 + H_2O$
d) $BaO + 2\,HC\ell \rightarrow BaC\ell_2 + H_2O$

129. $CaO + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O$

130. a) C, Cℓ, N, P b) Na, Ca, K c) C, N

131. a) óxido neutro
b) covalente polar
c) monóxido de dinitrogênio

132. A **133.** E **134.** E

135. 01, 04, 08

136. 1. certo 4. certo
2. errado 5. errado
3. errado 6. errado

137. H_2O_2 H — O — O — H

138. SrO_2 e BaO_2

139. a) K_2O_2 b) MgO_2 c) Li_2O_2 d) CaO_2

140. D **141.** A

142. K_2O (óxido de potássio) e K_2O_2 (peróxido de potássio)

143. 1. errado 5. errado
2. certo 6. certo
3. certo 7. certo
4. errado

Capítulo 12. Algumas reações inorgânicas de importância

1. A **2.** B **3.** A **4.** D

5. C **6.** D **7.** C **8.** Resolvido.

9. $2\,Ca(s) + O_2(g) \rightarrow 2\,CaO(s)$
Reação de adição ou síntese

10. $2\,A\ell(s) + 3\,Br_2(\ell) \rightarrow 2\,A\ell Br_3(s)$

11. $SiO_2(s) + 2\,Mg(s) \rightarrow Si(s) + 2\,MgO(s)$

12. a) $CO_2(g) + NaC\ell(s) + NH_3(g) + H_2O(\ell) \rightarrow NaHCO_3(s) + NH_4C\ell(s)$
(Pode-se, também, considerar o estado físico dos sais como sendo aquoso.)
b) $Pb(s) + PbO_2(s) + 2\,H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\,PbSO_4(s) + 2\,H_2O(\ell)$
c) $LiH(s) + H_2O(\ell) \rightarrow LiOH(aq) + H_2(g)$

13. $MgCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} MgO(s) + CO_2(g)$

14. O $CO_2(g)$ reage com a água formando ácido carbônico: $CO_2(g) + H_2O(\ell) \rightarrow H_2CO_3(aq)$

15. D **16.** Resolvido. **17.** C

18. D **19.** D **20.** C

21. a) $Mg + ZnSO_4 \rightarrow Zn + MgSO_4$
b) Não ocorre.
c) $3\,Zn + Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow 2\,Cr + 3\,ZnSO_4$
d) $2\,A\ell + 3\,CuC\ell_2 \rightarrow 3\,Cu + 2\,A\ell C\ell_3$
e) $Zn + 2\,HC\ell \rightarrow H_2 + ZnC\ell_2$
f) Não ocorre.
g) $Fe + 2\,HBr \rightarrow H_2 + FeBr_2$
h) $2\,A\ell + 6\,HC\ell \rightarrow 3\,H_2 + 2\,A\ell C\ell_3$

22. a) O depósito sólido é de prata metálica formada na reação; a cor azul da solução se deve a íons $Cu^{2+}(aq)$ também formados.
b) $Cu(s) + 2\,AgNO_3(aq) \rightarrow 2\,Ag(s) + Cu(NO_3)_2(aq)$

23. a) Nitrato de cálcio.
b) $2\,A\ell(s) + 6\,HC\ell(aq) \rightarrow 2\,A\ell C\ell_3(aq) + 3\,H_2(g)$

24. D **25.** B **26.** D **27.** C

28. a) não b) não c) sim d) sim

29. A

30. a) $C\ell_2 + 2\,NaBr \rightarrow Br_2 + 2\,NaC\ell$
b) $Br_2 + 2\,NaI \rightarrow I_2 + 2\,NaBr$
c) Não ocorre.
d) $F_2 + CaBr_2 \rightarrow Br_2 + CaF_2$

31. E **32.** B

33. $Pb(NO_3)_2(aq) + 2\,NaC\ell(aq) \rightarrow 2\,NaNO_3(aq) + PbC\ell_2(s)$
O precipitado é o $PbC\ell_2$.

34. $AgNO_3(aq) + KC\ell(aq) \rightarrow KNO_3(aq) + AgC\ell(s)$
O precipitado é o $AgC\ell$.

35. $Pb(NO_3)_2(aq) + (NH_4)_2SO_4(aq) \rightarrow 2\,NH_4NO_3(aq) + PbSO_4(s)$
O precipitado é o $PbSO_4$.

36. B **37.** E **38.** A

39. $S_1 = BaC\ell_2(aq)$; $S_2 = KNO_3(aq)$; $S_3 = NaC\ell(aq)$
$BaC\ell_2(aq) + 2\,AgNO_3(aq) \rightarrow 2\,AgC\ell(s) + Ba(NO_3)_2(aq)$
$NaC\ell(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgC\ell(s) + NaNO_3(aq)$
$BaC\ell_2(aq) + (NH_4)_2CO_3(aq) \rightarrow 2\,NH_4C\ell(aq) + BaCO_3(s)$

40. Passar no papel um algodão embebido em solução aquosa de Na_2S. A inscrição aparecerá devido à formação do precipitado preto de PbS.
$Pb(NO_3)_2(aq) + Na_2S(aq) \rightarrow 2\,NaNO_3(aq) + PbS(s)$

41. O reagente que permite a identificação é aquele que, adicionado a uma amostra de cada uma das soluções, separadamente, produz resultados visualmente diferentes.
Usando I, nada se observará, pois:
$NaC\ell(aq) + KBr(aq) \rightarrow$ não ocorre reação
$CaC\ell_2(aq) + KBr(aq) \rightarrow$ não ocorre reação
Usando II, se observará precipitação de $AgC\ell$ em ambos os casos:
$NaC\ell(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgC\ell(s) + NaNO_3(aq)$
$CaC\ell_2(aq) + 2\,AgNO_3(aq) \rightarrow 2\,AgC\ell(s) + Ca(NO_3)_2(aq)$
Usando III, se observará precipitação em apenas um dos casos:
$NaC\ell(aq) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow$ não ocorre reação
$CaC\ell_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow 2\,NaC\ell(aq) + CaSO_4(s)$
Sendo assim, o reagente III poderia ser utilizado para descobrir qual solução está em cada frasco.

42. a) $Na_2S(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow H_2S(g) + Na_2SO_4(aq)$
b) $KCN(aq) + HNO_3(aq) \rightarrow HCN(g) + KNO_3(aq)$
c) $K_2CO_3(aq) + 2\,HC\ell(aq) \rightarrow H_2O(\ell) + CO_2(g) + 2\,KC\ell(aq)$
d) $(NH_4)_2SO_4(aq) + 2\,KOH(aq) \rightarrow K_2SO_4(aq) + 2\,NH_3(g) + 2\,H_2O(\ell)$

43. a) $CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2\,HF + CaSO_4$; reação de dupla troca.
b) HF é ácido e $CaSO_4$ é sal.

44. C

45. $2\,HC\ell(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow CaC\ell_2(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$
O gás liberado é o gás carbônico (CO_2).

46. $HC\ell(aq) + NaHCO_3(s) \rightarrow NaC\ell(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$

47. B **48.** E

49. a) $BaC\ell_2(aq) + Na_2CO_3(aq) \rightarrow 2\,NaC\ell(aq) + BaCO_3(s)$
b) $2\,HNO_3(aq) + BaCO_3(s) \rightarrow Ba(NO_3)_2(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$

50. C **51.** 0 − V, 1 − F, 2 − V, 3 − V, 4 − F

52. E **53.** B **54.** A **55.** A **56.** C

57. Todas são corretas.

58. Apenas 08 é correta.

59. a) $Mg(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + Cu(s)$
b) $Mg(s) + 2\,H^+(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + H_2(g)$
c) $Cu(s) + 2\,Ag^+(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\,Ag(s)$
d) $Mg(s) + 2\,H^+(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + H_2(g)$

60. a) $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$
b) $Mg(s) + 2\,Ag^+(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\,Ag(s)$
c) $Zn(s) + 2\,H^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g)$
d) $2\,A\ell(s) + 6\,H^+(aq) \rightarrow 2\,A\ell^{3+}(aq) + 3\,H_2(g)$

61. Resolvido.

62. a) $Pb^{2+}(aq) + 2\,C\ell^-(aq) \rightarrow PbC\ell_2(s)$
b) $Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow CaCO_3(s)$
c) $Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$
d) $2\,H^+(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow H_2O(\ell) + CO_2(g)$
e) $H^+(aq) + HCO_3^-(aq) \rightarrow H_2O(\ell) + CO_2(g)$

63. B **64.** C **65.** B **66.** B **67.** A

Capítulo 13. Mol

1. A unidade de massa atômica (u), que é definida como 1/12 (um doze avos) da massa do isótopo de carbono com número de massa 12 (^{12}C).

2. Li − 6,9 u (7 u), O − 16,0 u (16 u), N − 14,0 u (14 u), Cℓ − 35,5 u (36 u), Ca − 40,1 u (40 u), Fe − 55,8 u (56 u).

3. D **4.** Resolvido. **5.** C **6.** E

7. D **8.** A **9.** B **10.** B

11. 197 u para todos. **12.** 32 u para todos.

13. NO_3^-: 62 u ; SO_4^{2-}: 96 u

14. C **15.** Soma: 20 (04 e 16)

16. I − incorreta, II − correta, III − incorreta, IV − correta, V − correta.

17. (A) − falsa; (B) − falsa; (C) − falsa. **18.** D

19. a) $1{,}2 \cdot 10^{23}$ átomos c) $2{,}4 \cdot 10^{25}$ átomos
b) $6{,}0 \cdot 10^{21}$ átomos

20. a) 0,2 mol b) 0,01 mol c) 40 mol

21. $4{,}0 \cdot 10^{-23}$ g

22. a) 0,2 mol b) $1{,}2 \cdot 10^{23}$ átomos

23. 8,4 g **24.** 10,8 g

25. Em 5 g de crômio. **26.** Resolvido.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

27. a) $1{,}2 \cdot 10^{23}$ moléculas
b) $6{,}0 \cdot 10^{20}$ moléculas
c) $6{,}0 \cdot 10^{25}$ moléculas

28. $3{,}0 \cdot 10^{-23}$ g **29.** Resolvido. **30.** É a amostra C.

31. b < a < c

32. a) 0,4 mol b) 0,001 mol c) 1.000 mol

33. 115 mol **34.** A **35.** C

36. B **37.** C **38.** C

39. Como os volumes das duas amostras são iguais, a amostra de maior densidade será aquela que apresentar a maior massa. Trata-se, portanto, da amostra de cobre.

40. A **41.** A **42.** C **43.** D **44.** A

45. $1{,}8 \cdot 10^{25}$ átomos

46. 18 septilhões de átomos

47. a) 0,022 g
b) $6 \cdot 10^{21}$ átomos
c) $6 \cdot 10^{21}$ átomos
d) $2{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol
e) 0,01 mol = $1{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol
f) 0,01 mol = $1{,}0 \cdot 10^{-2}$ mol

48. $3{,}0 \cdot 10^{19}$ átomos

49. a) $8{,}6 \cdot 10^{16}$ átomos c) $3{,}0 \cdot 10^{15}$ átomos
b) $2{,}5 \cdot 10^{16}$ átomos

50. Resolvido.

51. Duas

52. Essa afirmação não é correta. Consideremos a molécula de H_2, por exemplo, cuja massa é 2 u. Tal massa é menor que a massa atômica de todos os elementos químicos, exceto o hidrogênio.

53. Não, pois a massa de um bilhão de moléculas de etanol ($7{,}7 \cdot 10^{-14}$ g) é muitíssimo menor que a sensibilidade da balança ($1 \cdot 10^{-4}$ g).

54. $1{,}2 \cdot 10^{27}$ moléculas **55.** $6 \cdot 10^{24}$ moléculas

56. Dez **57.** $3{,}8 \cdot 10^{-2}$ mol

58. 30 u **59.** A

60. $1{,}08 \cdot 10^{34}$ moléculas

61. $6 \cdot 10^{23}$ átomos; chama-se "um mol" de átomos.

62. $6 \cdot 10^{23}$ moléculas; chama-se "um mol" de moléculas.

63. $6 \cdot 10^{23}$ íons; chama-se "um mol" de íons.

64. Li – 6,9 g/mol (7 g/mol), O – 16,0 g/mol (16 g/mol), N – 14,0 g/mol (14 g/mol), Cℓ – 35,5 g/mol (36 g/mol), Ca – 40,1 g/mol (40 g/mol), Fe – 55,8 g/mol (56 g/mol).

65. N_2 – 28 g/mol, O_2 – 32 g/mol, O_3 – 48 g/mol, H_2O – 18 g/mol, CH_4 – 16 g/mol, CO_2 – 44 g/mol, SO_2 – 64 g/mol, SO_3 – 80 g/mol, $C\ell_2$ – 71 g/mol, H_2SO_4 – 98 g/mol, HNO_3 – 63 g/mol, $C_6H_{12}O_6$ – 180 g/mol.

66. NO_3^- = 62 g/mol e SO_4^{2-} = 96 g/mol

67. Não. A amostra de prata apresenta mais átomos. Como a massa molar da prata (108 g/mol) é menor que a do ouro (197 g/mol), há maior quantidade de matéria (em mols de átomos) numa certa massa de prata do que em uma mesma massa de ouro.

68. Não. A amostra de água apresenta mais moléculas. Como a massa molar da água (18 g/mol) é menor que a do etanol (46 g/mol), há maior quantidade de matéria (em mols de moléculas) numa certa massa de água do que em uma mesma massa de etanol.

69. Não. A amostra de NaCℓ apresenta mais íons. Como a massa molar do NaCℓ (58,5 g/mol) é menor que a do KCℓ (74,5 g/mol), há maior quantidade de matéria (em mols de íons) numa certa massa de NaCℓ do que em uma mesma massa de KCℓ.

70. Resolvido.

71. a) 180 u c) $1{,}8 \cdot 10^{21}$ moléculas
b) 180 g/mol d) $3{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol

72. A **73.** B **74.** E

75. $16 \cdot 10^6$ mol/dia ou $1{,}6 \cdot 10^7$ mol/dia

76. C **77.** A **78.** E **79.** C

80. a) um b) quatro c) cinco

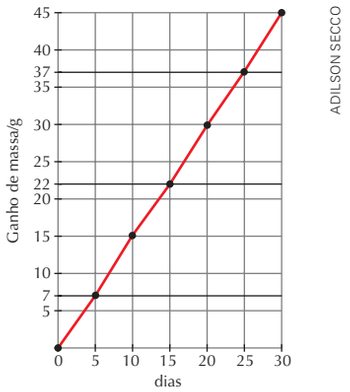
81. a) N_2H_4
b) 32 g · mol^{-1}
c) 28 g de N e 4 g de H

82. $C_{20}H_{30}O$

83. A

84. a) Número de massa = 15.
b) É maior, pois, sendo a massa molar do NH_4NO_3 menor que a do $^{15}NH_4{}^{15}NO_3$, há maior quantidade de matéria numa certa massa de NH_4NO_3 do que em uma mesma massa de $^{15}NH_4{}^{15}NO_3$.
c) Foram 5.250 mol/ha em excesso por ano.

85. a)



ADILSON SECCO

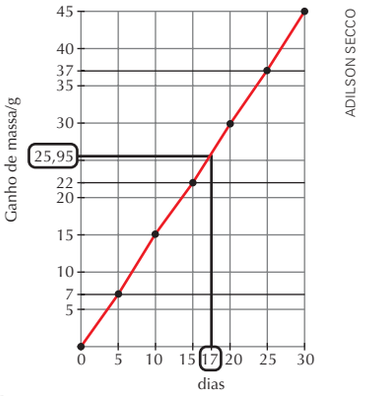
b) A equação química é a seguinte:

$$CaC\ell_2\,(s) + 2\,H_2O\,(\ell) \rightarrow CaC\ell_2 \cdot 2\,H_2O\,(s)$$

massa de $CaC\ell_2$		massa de H_2O
111 g	—	36g
80 g	—	massa de H_2O

massa de H_2O = 25,95 g

c) 17 dias



ADILSON SECCO

86. B

87. a) 25% b) 25 kg

88. Fe_3O_4 **89.** Ureia **90.** Resolvido.

91. a) 90% b) 0,9 t

92. 77,5%

93. a) dois mols d) $2 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos
b) um mol e) $6 \cdot 10^{23}$ átomos
c) quatro mols f) $4 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos

94. $1{,}2 \cdot 10^{24}$ cátions e $1{,}2 \cdot 10^{24}$ ânions

95. $C_6H_8O_6$ e $C_3H_4O_3$ **96.** $C_{10}H_{12}NO$

97. $Be_3A\ell_2Si_6O_{18}$

98. Sim. A fórmula molecular, $C_8H_8O_3$, já expressa a proporção entre os átomos por meio dos menores números inteiros.

99. $C_2H_6O_2$ **100.** 88 u

101. a) C_5H_7N b) $C_{10}H_{14}N_2$

102. 40% Ca; 12% C; 48% O

103. 40% C; 6,7% H; 53,3% O

104. a) CH_2O para todos.
b) São iguais, pois apresentam a mesma fórmula mínima.
c) 40% C; 6,7% H; 53,3% O (a fórmula porcentual do formaldeído é igual às fórmulas porcentuais do ácido acético e da glicose, pois todos apresentam a mesma fórmula mínima).

105. CH_4 **106.** C_2H_6 **107.** A: SO_3; B: SO_2

108. C_6H_{12} **109.** CS_2 **110.** 4 de N e 5 de O

111. 8 **112.** $C_6H_{10}S_2O$

113. $C_8H_{10}N_4O_2$ **114.** D **115.** D **116.** D **117.** E

118. a) $C_{10}H_{14}N_2$ b) $2{,}7 \cdot 10^{-22}$ g

119. D **120.** CH_2O e $C_6H_{12}O_6$ **121.** D

122. a) $5 \cdot 10^{-3}$ mol b) $1 \cdot 10^{-2}$ mol c) $BaC\ell_2 \cdot 2\,H_2O$

123. a) N_2O_5 c) $N_2O_5\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow 2\,HNO_3\,(aq)$
b) molecular

Capítulo 14. O comportamento físico dos gases

1. Resolvido.

2. a) 2 atm b) 202,6 kPa c) 1.520 torr

3. a) 50,65 kPa b) 380 mmHg c) 380 torr

4. a) $1{,}0 \cdot 10^4$ L c) $1{,}0 \cdot 10^7$ mL
b) $1{,}0 \cdot 10^4$ dm^3 d) $1{,}0 \cdot 10^7$ cm^3

5. $5 \cdot 10^3$ mL ou $5 \cdot 10^3$ cm^3 **6.** Resolvido.

7. A pressão fica reduzida a um terço do valor inicial.

8. Resolvido.

9. 1.300 kPa

10. O êmbolo deve ser empurrado até que o volume se reduza à metade. A lei envolvida é a Lei de Boyle, que rege uma transformação isotérmica de uma massa fixa de gás ideal.

11. C **12.** C **13.** B **14.** D

15. D **16.** D **17.** A

18. O ar confinado no interior da embalagem sofreu redução de temperatura e, consequentemente, redução de volume.

19. a) Não, estava cheia de ar.
b) O ar do interior do sistema garrafa/balão sofreu expansão graças ao aquecimento.
c) O ar do interior do sistema garrafa/balão sofreu redução de volume graças ao resfriamento.

20. O calor emitido pela lâmpada aqueceu o ar no interior dos balões. Isso provocou um aumento da pressão interna até um valor suficientemente alto para provocar o rompimento da borracha.

21. a) Espera-se que ela esteja com um volume menor (ligeiramente "murcha"). Durante o resfriamento, a pressão externa à garrafa (que é a pressão ambiente na localidade) não se altera, mas a pressão do ar no interior da garrafa diminui em função do resfriamento.
b) Sim. Nesse caso, dentro do *freezer*, à medida que o ar da garrafa fosse se resfriando, haveria entrada de mais ar na garrafa e a pressão se manteria igual dentro e fora dela, o que não acarretaria seu esmagamento.

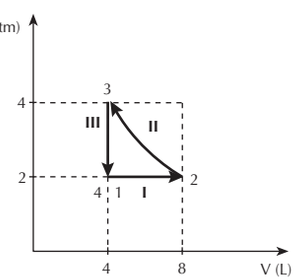
22. Quando o *spray* não pode mais ser usado, é porque a pressão interna se igualou à externa. Nessa situação, não há vácuo dentro da embalagem, mas sim um pouco de material gasoso. O aquecimento exagerado pode provocar um aumento da pressão interna até ocorrer o rompimento da embalagem. Se isso acontecer, fragmentos da embalagem metálica podem ser arremessados e atingir quem está próximo.

23. Resolvido.

24. A pressão final será igual ao triplo da inicial.

25. 1,5 atm **26.** 25 L **27.** 167 °C

28. 1)



ADILSON SECCO

I – transformação isobárica
II – transformação isotérmica
III – transformação isocórica
2) A temperatura do gás durante a compressão isotérmica é 600 K, e a pressão atingida por ele ao seu final é 4 atm.

29. B **30.** C **31.** C **32.** E **33.** B **34.** C

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

35. A **36.** Resolvido. **37.** 89,6 L

38. Espera-se que sua pressão permaneça inalterada.

39. 20 L

40. a) 1,1 atm
b) A pressão se iguala à pressão ambiente, ou seja, 1,0 atm.

41. 38 L **42.** 30 L (o volume não é alterado)

43. 1) F; 2) V; 3) F; 4) F; 5) V. **44.** E

45. Resolvido. **46.** Resolvido. **47.** 78,4 L

48. 4,48 L

49. Porque nas CNTP a água é líquida e/ou sólida, não gasosa.

50. a) $5 \cdot 10^2$ mol b) $1 \cdot 10^3$ g

51. 32,7 L

52. a) 1 g b) $1{,}5 \cdot 10^{23}$ átomos

53. C_2H_4

54. a) 11,2 L b) 22,4 L c) 89,6 L

55. 492 mL **56.** 34 u

57. a) Há igual número de moléculas nos recipientes.
b) No recipiente contendo CO_2.

58. a) No recipiente contendo O_2.
b) No recipiente contendo C_2H_6.

59. B

60. a) CO_2 b) C_2H_4 c) C_2H_4

61. E **62.** C **63.** D **64.** A **65.** C

66. 3,3 mol

67. a) 0,05 mol c) $3{,}0 \cdot 10^{22}$ moléculas
b) 2,2 g

68. É possível optar entre os três se determinarmos a massa molar do gás, a partir dos dados fornecidos, com auxílio da Lei do Gás Ideal. O cálculo conduz a 28 g/mol e o gás é o N_2.

69. A pressão da amostra de 3,0 g nas condições mencionadas de P e T é 1,64 atm. Sendo assim, o recipiente pode ser utilizado.

70. 24,6 L

71. a) Menor, pois 1 atm equivale a 101,3 kPa.
b) Espera-se um volume maior.
c) 22,7 L
d) A diferença é de 300 mL (que representa apenas 1,3% de 22,4 L).

72. Resolvido.

73. A pressão final será seis vezes maior que a inicial.

74. a) No recipiente que contém O_2.
b) $\frac{n\,N_2}{n\,O_2} = \frac{5}{6}$

75. Escaparam 0,25 da quantidade, em mols, inicial, ou seja, escaparam 25% da quantidade, em mols, inicialmente presentes.

76. A **77.** B **78.** C **79.** A

80. O H_2 se aproxima mais do comportamento ideal e o HCℓ se afasta mais do comportamento ideal, porque as interações intermoleculares presentes no H_2 são do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido, que constituem interações mais fracas que as interações dipolo permanente-dipolo permanente presentes no HCℓ.

81. C **82.** 66 km **83.** Resolvido.

84. a) $x_{He} = 0{,}80$; $x_{CO} = 0{,}20$
b) $P_{He} = 80$ kPa; $P_{CO} = 20$ kPa
c) $V_{He} = 100$ L; $V_{CO} = 25$ L
d) 80% de He; 20% de CO

85. 140,4 kPa

86. a) $x_{H_2} = 0{,}33$; $x_{He} = 0{,}67$
b) 33% de H_2 e 67% de He

87. $P_{H_2} = 200$ kPa; $P_{He} = 400$ kPa

88. 44 g; o componente que mais contribui para a massa da mistura (CO) não é o que possui a maior fração em mols ($x_{CO} = 0{,}20$).

89. A **90.** C **91.** B **92.** C **93.** E **94.** B

95. a) O_2, He, N_2 b) 2.160 kPa c) 22,88 g/mol

96. 0) correta; 1) correta; 2) correta; 3) incorreta; 4) incorreta.

97. $x_{O_2} = 0{,}08$ **98.** E

99. a) abertos
b) O ar quente presente no interior desses balões tem densidade menor que a do ar atmosférico que circunda o balão.
c) Risco de incêndios em edificações e florestas.

100. a) Na localidade de clima quente, o ar que sai do aparelho é frio e, portanto, tende a descer. Assim, deve-se instalar o aparelho no alto (desenho **A**).
b) Na localidade de clima frio ocorre o oposto. O ar que sai do aparelho é quente e, portanto, tende a subir. Assim, deve-se instalar o aparelho embaixo (desenho **C**).

101. Hidrogênio e hélio são gases bem menos densos que o ar atmosférico, pois têm massa molar menor que 28,9 g/mol. Já o dióxido de carbono e o dióxido de enxofre são mais densos que o ar, pois têm massa molar maior que 28,9 g/mol.

102. O metano é quatro vezes mais denso que o hélio.

103. Resolvido.

104. O ar aquecido pela explosão tem densidade menor que o ar dos arredores e, por isso, sobe, arrastando consigo poeira e cinzas.

105. 0,12 g/L

106. N_2 e CO **107.** duas vezes

108. **Propriedade I**: As bolinhas representam as moléculas da substância. Com o liquidificador ligado na velocidade máxima, simula-se o comportamento das moléculas no estado gasoso. A alta agitação das moléculas faz com que elas se movam por todo o espaço disponível, de maneira análoga às bolinhas que se movem por todo o interior do copo do liquidificador. **Propriedade II**: Ao diminuir a velocidade do liquidificador, passamos a simular o estado líquido, no qual as moléculas estão bem mais próximas e a massa da substância está concentrada em um volume bem menor, acarretando maior densidade. No estado gasoso, as moléculas estão espalhadas por um volume significativamente maior e, portanto, a densidade é bem menor.

109. a) 131 g/mol b) xenônio (Xe)

110. C

Capítulo 15. Aspectos quantitativos das reações químicas

1. Resolvido.

2. a) $2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$
b) 2 : 1 : 2
c) 100 mol

3. a) 5 mol de fosfato de cálcio (apatita) e 15 mol de ácido sulfúrico.
b) 15 mol

4. $2\,H_2O_2\,(\ell) \xrightarrow{\text{luz}} 2\,H_2O\,(\ell) + O_2\,(g)$;
5 mol de moléculas de O_2 (g).

5. E **6.** C **7.** C **8.** C

9. 33 mol (2 mol de C_4H_{10}; 13 mol de O_2; 8 mol de CO_2 e 10 mol de H_2O)

10. D **11.** Resolvido.

12. a) $CO\,(g) + NO_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) + NO\,(g)$
b) A massa dos reagentes é 74 g e a dos produtos também é 74 g.
c) As massas de reagentes e de produtos para essa reação, realizada em recipiente fechado, são iguais e, portanto, estão de acordo com a Lei de Lavoisier.

13. 9,68 kg **14.** 544 toneladas

15. 59 g **16.** 74,348 kg

17. $(CH_3)_2NNH_2 + 2\,N_2O_4 \rightarrow 4\,H_2O + 2\,CO_2 + 3\,N_2$; 92 kg

18. D **19.** Resolvido. **20.** 54 mL

21. 0,09 g **22.** E **23.** C **24.** B

25. a) $H_3PO_4 + 3\,NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + 3\,H_2O$
b) 68,3 g

26. B **27.** A **28.** C

29. Resolvido. **30.** A **31.** D

32. a) 130 g
b) $K_2O\,(s) + H_2O\,(\ell) \rightarrow 2\,KOH\,(aq)$ + calor
$Na_2O\,(s) + H_2O\,(\ell) \rightarrow 2\,NaOH\,(aq)$ + calor

33. C **34.** B

35. a) $C_{22}H_{46}\,(s) + 67/2\,O_2\,(g) \rightarrow 22\,CO_2\,(g) + 23\,H_2O\,(v)$
b) 4,4 mol
c) 40 anos

36. 43 g

37. a) $CaCO_3\,(s) \xrightarrow{\Delta} CaO\,(s) + CO_2\,(g)$
Não é possível a verificação da Lei de Lavoisier, pois o sistema é aberto.
b) 112 g e 44,8 L

38. A **39.** 30 L

40. a) A reação é de dupla troca e o nome do sal formado é sulfato de sódio.
b) A condutividade aparece porque o Na_2SO_4 é um composto iônico que em água se dissocia em cátion ($2\,Na^+$) e ânion (SO_4^{2-}).
c) 133,3 L

41. D **42.** A

43. a) $2\,NO\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,NO_2\,(g)$
b) Sim, o reagente O_2, pois houve sobra dele ao final.
c) Reagente limitante é o reagente consumido totalmente em uma reação química.
Reagente em excesso é o reagente presente numa quantidade superior à necessária para reagir com a quantidade presente do reagente limitante.
d) Porque após o consumo do reagente limitante a reação termina.

44. Resolvido. **45.** A

46. C **47.** C **48.** B

49. a) Pelo aparecimento de um sólido de cor amarela, o PbI_2.
b) A massa total do recipiente e seu conteúdo ao final da reação será igual à massa antes da reação, ou seja, 26 g (Lei de Lavoisier).
Observação dos autores:
O conteúdo final do recipiente mais componentes presentes é de 26 g, sendo assim distribuídos:
$m_{recipiente} = 20$ g
$m_{KNO_3} \cong 1{,}22$ g (produto)
$m_{PbI_2} \cong 2{,}78$ g (produto)
$m_{Pb(NO_3)_2}$ (excesso) $\cong 2{,}00$ g

50. D

51. a) Esvaziará primeiro o que contém O_2 (reagente limitante).
b) 101,25 kg

52. A **53.** D **54.** 11 L **55.** D

56. Resolvido. **57.** E **58.** A

59. Resolvido. **60.** C **61.** A

62. 99,19% **63.** B

64. 136,1 cm^3 **65.** Resolvido.

66. B

67. a) $NH_4NO_2\,(s) \xrightarrow{\Delta} N_2\,(g) + 2\,H_2O\,(\ell)$
b) 3,58 L

68. a) 50 g
b) 100 g
c) $2\,SO_2\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2\,SO_3\,(g)$
$SO_3\,(g) + H_2O\,(\ell) \rightarrow H_2SO_4\,(aq)$

69. Resolvido. **70.** D **71.** B

72. a) $C_{12}H_{22}O_{11}\,(s) + H_2SO_4\,(\ell) \rightarrow 12\,C\,(s) + 11\,H_2O\,(g) + H_2SO_4\,(aq)$
Função desidratante.
b) 12,34 kg

73. D

74. a) 1.600 g b) 4.320 g

75. a) $Ag_2SO_4\,(aq) + 2\,NaC\ell\,(aq) \rightarrow Na_2SO_4\,(aq) + 2\,AgC\ell\,(s)$
$AgC\ell\,(s) + NaOH\,(aq) \rightarrow AgOH\,(s) + NaC\ell\,(aq)$
$2\,AgOH\,(s) \xrightarrow{\Delta} Ag_2O\,(s) + H_2O\,(\ell)$
b) 75%

76. E

77. 125,3 g

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Siglas de vestibulares

Acafe-SC	Associação Catarinense das Fundações Educacionais
Ceeteps-SP	Centro Estadual de Educação Tecnológica “Paula Souza”
Cefet-MG	Centro Federal de Educação Tecnológica de Minas Gerais
Cefet-PA	Centro Federal de Educação Tecnológica do Pará
Cefet-PR	Centro Federal de Educação Tecnológica do Paraná
Cefet-RJ	Centro Federal de Educação Tecnológica “Celso Suckow da Fonseca”
Cefet-SP	Centro Federal de Educação Tecnológica de São Paulo
Cesgranrio-RJ	Fundação Cesgranrio
Ceub-DF	Centro de Ensino Unificado de Brasília
EEM-SP	Escola de Engenharia Mauá
Enem-MEC	Exame Nacional do Ensino Médio
EPM-SP	Escola Paulista de Medicina
Esal-MG	Escola Superior de Agronomia de Lavras
Esam-RN	Escola Superior de Agricultura de Mossoró
ESPM-SP	Escola Superior de Propaganda e Marketing
Estácio-RJ	Universidade Estácio de Sá
Evangélica-GO	Faculdades Integradas da Associação Educativa Evangélica
F. Dom Bosco-DF	Faculdade Dom Bosco de Educação Física
F. Ruy Barbosa-BA	Faculdade Ruy Barbosa
Faap-SP	Fundação Armando Álvares Penteado
Faee-GO	Faculdades Integradas da Associação Educativa Evangélica
Fatec-SP	Faculdade de Tecnologia de São Paulo
Fazu-MG	Faculdade de Agronomia e Zootecnia de Uberaba
FCAP-PA	Faculdade de Ciências Agrárias do Pará
FCC-BA	Fundação Carlos Chagas da Bahia
Fecolinas-TO	Fundação Municipal de Ensino Superior de Colinas do Tocantins
FEI-SP	Faculdade de Engenharia Industrial
Fepar-PR	Faculdade Evangélica do Paraná
Fesp-PE	Fundação do Ensino Superior de Pernambuco
FFCL Belo Horizonte-MG	Faculdade de Filosofia, Ciências e Letras de Belo Horizonte
FGV-SP	Fundação Getúlio Vargas
FMTM-MG	Faculdade de Medicina do Triângulo Mineiro
FMU/Fiam-Faam/Fisp-SP	Vestibular integrado FMU, Fiam-Faam e Fisp
FUA-AM	Fundação Universidade Federal do Amazonas
FUERN	Fundação Universidade do Estado do Rio Grande do Norte
Funrei-MG	Fundação de Ensino Superior de São João Del Rei
Furg-RS	Fundação Universidade Federal do Rio Grande
FURRN	Fundação Universidade Regional do Rio Grande do Norte
Fuvest-SP	Fundação Universitária para o Vestibular
IME-RJ	Instituto Militar de Engenharia
ITA-SP	Instituto Tecnológico de Aeronáutica
Mackenzie-SP	Universidade Presbiteriana Mackenzie
Osec-SP	Organização Santamarense de Ensino e Cultura
PUC-Campinas-SP	Pontifícia Universidade Católica de Campinas
PUC-MG	Pontifícia Universidade Católica de Minas Gerais
PUC-PR	Pontifícia Universidade Católica do Paraná

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

PUC-RJ	Pontifícia Universidade Católica do Rio de Janeiro
PUC-RS	Pontifícia Universidade Católica do Rio Grande do Sul
PUC-SP	Pontifícia Universidade Católica de São Paulo
U. São Judas-SP	Universidade São Judas Tadeu
UCB-DF	Universidade Católica de Brasília
UCDB-MS	Universidade Católica Dom Bosco
UCG-GO	Universidade Católica de Goiás
UCPel-RS	Universidade Católica de Pelotas
UCSal-BA	Universidade Católica de Salvador
UCS-RS	Universidade de Caxias do Sul
Udesc	Universidade do Estado de Santa Catarina
Uece	Universidade Estadual do Ceará
UEFS-BA	Universidade Estadual de Feira de Santana
UEG-GO	Universidade Estadual de Goiás
UEL-PR	Universidade Estadual de Londrina
Uema	Universidade Estadual do Maranhão
UEMG	Universidade do Estado de Minas Gerais
UEM-PR	Universidade Estadual de Maringá
Uenf-RJ	Universidade Estadual do Norte Fluminense
Uepa	Universidade do Estado do Pará
UEPB	Universidade Estadual da Paraíba
UEPG-PR	Universidade Estadual de Ponta Grossa
Uerj	Universidade do Estado do Rio de Janeiro
Uesb-BA	Universidade Estadual do Sudoeste da Bahia
Uespi	Universidade Estadual do Piauí
Ufac	Fundação Universidade Federal do Acre
Ufal	Universidade Federal de Alagoas
Ufam	Universidade Federal do Amazonas
UFBA	Universidade Federal da Bahia
UFC-CE	Universidade Federal do Ceará
Ufes	Universidade Federal do Espírito Santo
UFF-RJ	Universidade Federal Fluminense
UFG-GO	Universidade Federal de Goiás
UFJF-MG	Universidade Federal de Juiz de Fora
Ufla-MG	Universidade Federal de Lavras
UFMA	Fundação Universidade Federal do Maranhão
UFMG	Universidade Federal de Minas Gerais
UFMS	Fundação Universidade Federal de Mato Grosso do Sul
UFMT	Fundação Universidade Federal de Mato Grosso
UFPA	Universidade Federal do Pará
UFPB	Universidade Federal da Paraíba
UFPE	Universidade Federal de Pernambuco
UFPel-RS	Fundação Universidade Federal de Pelotas
UFPI	Fundação Universidade Federal do Piauí
UFPR	Universidade Federal do Paraná
UFRGS-RS	Universidade Federal do Rio Grande do Sul

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

UFRJ	Universidade Federal do Rio de Janeiro
UFRN	Universidade Federal do Rio Grande do Norte
UFRRJ	Universidade Federal Rural do Rio de Janeiro
UFSC	Universidade Federal de Santa Catarina
UFSCar-SP	Fundação Universidade Federal de São Carlos
UFSM-RS	Universidade Federal de Santa Maria
UFS-SE	Fundação Universidade Federal de Sergipe
UFT-TO	Universidade Federal de Tocantins
UFU-MG	Fundação Universidade Federal de Uberlândia
UFV-MG	Fundação Universidade Federal de Viçosa
UGF-RJ	Universidade Gama Filho
Ulbra-RS	Universidade Luterana do Brasil
UMC-SP	Universidade de Mogi das Cruzes
Unama-PA	Universidade da Amazônia
UnB-DF	Fundação Universidade de Brasília
Uneb-BA	Universidade do Estado da Bahia
Unesp	Universidade Estadual Paulista
UNIBH-MG	Centro Universitário de Belo Horizonte
Unicamp-SP	Universidade Estadual de Campinas
Unicap-PE	Universidade Católica de Pernambuco
Unic-MT	Universidade de Cuiabá
Unifenas-MG	Universidade de Alfenas
Unifesp	Universidade Federal de São Paulo
Unifor-CE	Universidade de Fortaleza
Unirio-RJ	Fundação Universidade do Rio de Janeiro
Unir-RO	Fundação Universidade Federal de Rondônia
Unisinos-RS	Universidade do Vale do Rio dos Sinos
Unitins-TO	Universidade do Tocantins
Univali-SC	Universidade do Vale do Itajaí
Unopar-PR	Universidade Norte do Paraná
UPE	Universidade de Pernambuco
UPF-RS	Universidade de Passo Fundo
UVA-CE	Universidade Estadual Vale do Acaraú
Vest-Rio	Universidade do Estado do Rio de Janeiro
Vunesp	Fundação para o Vestibular da Unesp

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Índice remissivo

- Ácido acético, 50, 208
  - força de ácidos, 229
  - ionização do, 208
- Ácido cianídrico, 270
- Ácido clorídrico, 119, 206, 219, 223, 271
  - segurança, 192, 231, 259
- Ácido sulfúrico, 118, 207, 219, 223, 227, 269
  - fórmula estrutural do, 210
  - produção de, 242
  - segurança, 243, 269
  - utilização do, 208
- Ácidos
  - conceito de (segundo Arrhenius), 206
  - condutividade elétrica de, 204
  - escala de pH, 218
  - força de, 228
  - fórmulas estruturais de, 209
  - grau de ionização, 228
  - ionização de, 211
  - não oxigenados, 206
  - oxigenados, 207
- Actinídios, 115
- Afinidade eletrônica, 130
- Água de cristalização, 226
- Água oxigenada. *Veja* Peróxido de hidrogênio
- Alotropia
  - carbono, 187
  - conceito de, 186
  - enxofre, 187
  - fósforo, 187
  - oxigênio, 186
- Alquimia, 14
- Ametais. *Veja* Não metais
- Amônia, 67, 68, 72, 118, 179, 192, 196, 285, 290
  - geometria, 169
  - na produção de ácido nítrico, 242
  - origem da palavra, 215
  - síntese de, 357
  - solubilidade, 229
- Amoníaco. *Veja* Amônia
- Análise. *Veja* Reação de decomposição
- Anidridos. *Veja* Óxidos ácidos
- Ânions
  - conceito, 89
  - nomenclatura de, 219
  - nomenclatura de sais, 220
  - representação, 89
  - valência, 147
- Aristóteles, 13
- Átomo
  - conceito, 13, 66
  - representação, 66
- Avogadro, A., 14, 279, 287, 292, 297, 306, 331, 337

- Barômetro de Torricelli, 310
- Bases
  - amônia, 215
  - classificação de, 215
  - conceito de (segundo Arrhenius), 206
  - condutividade elétrica em, 204
  - dissociação iônica de, 215
  - escala de pH, 218
  - força de, 229
  - nomenclatura de, 213
- Bicarbonato de sódio, 271
- Bioluminescência, 103
- Boyle, R., 14, 58, 313-316, 328, 337

- Cal, 246
- Cal viva, 246
- Calcário, 246
- Calcogênios, 115
- Cálculo estequiométrico. *Veja* Estequiometria
- Camada de valência, 108, 123
- Camadas. *Veja* Níveis de energia
- Cannizzaro, S., 331
- Cargas elétricas, 80
- Cátions
  - conceito, 89
  - nomenclatura de sais, 220
  - representação, 89
  - valência, 147
- Chadwick, J., 85
- Chancourtois, A., 135
- Charles, J. A. C., 324-325, 328, 355-357
- Chuva ácida, 240
- Cloreto de hidrogênio. *Veja* Ácido clorídrico
- CNTP, 330
- Coeficientes estequiométricos, 356
- Compostos higroscópicos, 227
- Condutividade elétrica, 195
- Configuração eletrônica. *Veja* Distribuição eletrônica
- Constante de Avogadro, 292, 231
- Corrente elétrica, 156
- Crookes, W., 80
- Curva de aquecimento da água, 19
- Curva de resfriamento da água, 19

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

- Dalton, J., 15, 66-68, 72, 80, 331, 341-342, 369
- Debye, P., 174
- Decomposição
  - conceito, 55
  - da água, 56, 73
  - do carbonato de cálcio, 56
  - do peróxido de hidrogênio, 55
- Defeito de massa, 283
- Demócrito, 13
- Densidade, 25, 130, 347
- Destilado, 38
- Diagrama das diagonais, 105, 122
- Diagrama de Pauling. *Veja* Diagrama das diagonais
- Dióxido de enxofre, 240
- Dissociação iônica
  - conceito, 192
  - de bases, 215
- Dissolução, 193
- Distribuição eletrônica
  - de átomos neutros, 105
  - de íons, 108
- Döbereiner, J. W., 135

- Efeito de empacotamento, 282
- Efeito estufa, 240
- Elemento químico, 68
- Elemento químico (Boyle), 58
- Elemento químico (moderno), 86
- Elementos
  - artificiais, 122
  - de transição, 117
  - de transição interna, 117
  - representativos, 117
- Eletroafinidade. *Veja* Afinidade eletrônica
- Eletrodos, 80
- Eletrólise. *Veja* Decomposição da água
- Eletrólitos, 198
- Elétron, 80
- Eletronegatividade, 131, 169
- Elétrons de valência, 123
- Eletropositividade, 170
- Eletrosfera, 83
- Embolia gasosa, 325
- Energia de ionização, 128
- Equação de estado dos gases perfeitos. *Veja* Lei do gás ideal
- Equação química
  - balanceamento, 72
  - coeficientes estequiométricos, 71
  - conceito, 71, 254
  - produtos, 54
  - proporção estequiométrica, 359
  - reagentes, 54
  - reagente em excesso, 372
  - reagente limitante, 372
- Escala termodinâmica de temperatura, 323
- Espectro atômico, 100
- Espectro de luz visível, 100
- Estado fundamental, 100, 105
- Estados físicos, 19
- Estequiometria, 355
- Experiência de Rutherford, 83

- Família. *Veja* Grupo
- Fase, 31
- Fila de reatividade
  - dos metais, 260
  - dos não metais, 264
- Fluorescência, 102
- Fogos de artifício, 102
- Forças intermoleculares. *Veja* Ligações intermoleculares
- Fórmula
  - conceito, 67
  - eletrônica, 151
  - estrutural, 151
  - mínima, 331
  - molecular, 151, 300
  - porcentual, 301
- Fosforescência, 102
- Fotólise. *Veja* Peróxido de hidrogênio
- Fração em mols, 341, 344
- Fração em quantidade de matéria. *Veja* Fração em mols

- Gás hidrogênio, 56
- Gás ideal
  - conceito, 338
  - lei do, 335, 337
- Gás perfeito. *Veja* Gás ideal
- Gases
  - constante universal dos, 334
  - densidade absoluta dos, 347
  - densidade relativa dos, 348
  - equação geral dos, 328
- Gases nobres, 115, 143
- Gay-Lussac, J. L., 14, 324-325, 365-369
- Geissler, H., 80

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

- Gelo-seco, 238
- Geometria molecular
  - ângulo de ligação, 169
  - conceito, 166
- Gillespie, R., 169
- Goldstein, E., 81
- Grau de pureza, 377
- Grupo, 115

- Halogênios, 115
- Hidrácidos. *Veja* Ácidos não oxigenados
- Hidrogenossais, 224
- Hidróxido de cálcio, 238
- Hidróxido de sódio, 214, 223, 227, 368
- Hidróxidos, 229
- Hidroxissais, 225
- Higroscópico. *Veja* Compostos higroscópicos
- Hipoclorito de sódio, 227
- Hipótese de Avogadro, 331, 337
- Hitorf, J., 80

- Iatroquímica, 14
- Indicador ácido-base, 202
- Índices de atomicidade, 67
- Interações intermoleculares. *Veja* Ligações intermoleculares
- Íon
  - amônio, 215
  - conceito, 89
  - hidroxila, 213
  - hidroxônio, 212
  - peróxido, 248
- Ionização
  - conceito, 194
  - de ácidos, 211
  - grau de, 228
- Isóbaro, 86
- Isótono, 86
- Isótopo, 86

- Kekulé, A., 14
- Kossel, W., 144

- Lâmpada
  - de mercúrio, 102
  - de sódio, 102
- Lantanídios, 115
- *Laser*, 102
- Lavoisier, A. L., 14
- Lei
  - da conservação da massa, 58
  - das proporções constantes, 59
  - de Amagat, 343
  - de Boyle, 313, 335
  - de Charles e Gay-Lussac, 324, 335
  - de Dalton, 264, 265
  - de Lavoisier. *Veja* Lei da conservação da massa
  - de Proust. *Veja* Lei das proporções constantes
  - periódica dos elementos, 128
  - volumétrica de Gay-Lussac, 365
- Leucipo, 13
- Lewis, G. N., 124, 144, 151
- Libavius, A., 14
- Ligação coordenada. *Veja* Ligação dativa
- Ligação covalente
  - conceito de, 143, 150-152
  - polaridade, 171, 174
- Ligação dativa, 152
- Ligação iônica, 143
- Ligação metálica, 143, 156
- Ligações intermoleculares
  - conceito, 179
  - forças de van der Waals, 181
  - interação dipolo-dipolo, 179
  - interações dipolo instantâneo-dipolo induzido, 180
  - ligação de hidrogênio, 179
  - ponto de ebulição, 183
- Ligas metálicas, 157
- Luminescência, 102
- Luminosos de neônio, 102

- Massa
  - atômica, 283
  - conceito de, 23
  - molar, 294
  - molecular, 284
- Matéria, 23
- Materiais de laboratório, 37, 40-41
- Mendeleev, D. I., 136-138
- Mercúrio, 26, 310
- Metais, 120
- Metais alcalinos
  - classificação, 115
  - solubilidade, 229
- Metais alcalino-terrosos
  - classificação, 115
  - solubilidade, 229
- Meyer, J. L., 137

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

- Mistura
  - conceito de, 30
  - densidade, 30
  - tipos de, 30
- Modelo atômico
  - de Bohr, 100
  - de Rutherford, 81
  - de Thomson, 81
- Modelo da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência, 166
- Modelo de Rutherford-Bohr, 100
- Modelo do mar de elétrons, 157
- Mol, 288
- Moléculas, 68, 151
- Momento dipolar, 174
- Moseley, H. G. J., 137

- Não metais, 120
- Neutralização
  - conceito de, 218
  - parcial, 223
  - total, 218
- Nêutron, 85
- Newlands, J. A. R., 136-138
- Níveis de energia, 100
- Nobreza, 260
- Núcleo, 82
- Número atômico, 85
- Número de massa, 85, 282

- Oxiácidos. *Veja* Ácidos oxigenados
- Óxidos
  - ácidos, 237
  - básicos, 245
  - conceito de, 235
  - iônicos, 236
  - moleculares, 235
  - neutros, 246

- Paracelsus, T. B., 14
- Período, 115
- Peróxido de hidrogênio, 248
- Perrin, J. B., 331
- Pesquisa aplicada, 12
- Pesquisa pura, 12
- pHmetro, 218
- Pirólise. *Veja* Decomposição do carbonato de cálcio
- Ponte de hidrogênio. *Veja* Ligações intermoleculares
- Ponto de ebulição, 20, 130
- Ponto de fusão, 20, 130
- Potencial de ionização. *Veja* Energia de ionização
- Powell, H., 166
- Pressão, 311
- Pressão atmosférica, 310
- Pressão parcial, 341
- Princípio de Avogadro. *Veja* Hipótese de Avogadro
- Processos de separação
  - centrifugação, 35
  - decantação, 35
  - destilação fracionada, 38
  - destilação simples, 37
  - dissolução fracionada, 37
  - evaporação, 37
  - filtração a vácuo, 36
  - filtração simples, 36
  - funil de separação, 37
- Proporção estequiométrica, 359
- Propriedades periódicas, 128
- Próton, 81
- Proust, J. L., 59-60, 72, 365

- Quantidade de matéria, 287
- Química clássica, 14

- Raio atômico, 128
- Raios catódicos, 80
- Reação química
  - conceito de, 50, 254
  - de adição ou síntese, 254
  - de decomposição ou síntese, 254
  - de deslocamento ou simples troca, 255
  - de dupla troca, 255
  - tipos de, 254-255
- Reatividade, 260
- Regra do octeto
  - conceito, 143
  - exceções, 153
- Rendimento de uma reação, 379
- Representação de Lewis, 124
- Retículo cristalino iônico, 146
- Rutherford, E., 81-82, 100, 298

- Sais
  - conceito de, 218
  - hidratados, 226
  - nomenclatura de, 220
  - solubilidade de, 230
- Sangue do diabo, 229
- Sedimentação, 35

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

- Semimetais, 120
- Sidgwick, N., 166
- Símbolo, 66
- Simetria, 175
- Simples troca. *Veja* Reação de deslocamento
- Sistema, 32
- Soda cáustica. *Veja* Hidróxido de sódio
- Solução
  - ácida, 218
  - aquosa, 31
  - básica, 218
  - conceito de, 31
  - eletrolítica, 194
  - não eletrolítica, 194
  - soluto, 31
  - solvente, 31
- Subníveis de energia, 104
- Substâncias
  - conceito de, 29
  - compostas, 57, 66
  - iônicas, 142
  - metálicas, 142
  - moleculares, 142, 151
  - puras, 30
  - simples, 57, 66

- Tabela periódica, 116
- Temperatura, 320
- Teoria
  - atômica de Dalton, 66
  - conceito de, 15
- Teste da chama, 101
- Thomson, J. J., 81
- Torricelli, E., 310
- Transformação
  - isobárica, 321
  - isocórica, 319
  - isotérmica, 313
  - química. *Veja* Reação química
- Transformações físicas
  - conceito de, 19
  - condensação, 19
  - ebulição, 19
  - evaporação, 19
  - fusão, 19
  - solidificação, 19
  - sublimação, 19
  - vaporização, 19
- Transição eletrônica, 100

- Unidade de massa atômica, 280

- Variáveis de estado, 312
- Vetor momento de dipolo. *Veja* Momento dipolar
- Volume
  - conceito de, 23
  - parcial, 342
  - molar, 330
- VSPER. *Veja* Modelo da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência

- Wöhler, F., 15

Reprodução proibida. Art.184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

Bibliografia

AHLUWALIA, V. K.; PARASHAR, R. K. *Organic Reaction Mechanisms*. 3. ed. Oxford: Alpha Science, 2007.

ATKINS, P. W.; DE PAULA, J. *Physical Chemistry*. 8. ed. Oxford: Oxford University Press, 2006.

ATKINS, P. W. et al. *Inorganic Chemistry*. 4. ed. Oxford: Oxford University Press, 2006.

ATKINS, P. W.; JONES, L. L. *Chemical Principles*: The Quest for Insight. 4. ed. Nova York: Freeman, 2008.

AUSTIN, G. T. *Shreve's Chemical Process Industries*. 5. ed. Nova York: McGraw-Hill, 1984.

BARREIRO, E. J.; FRAGA, C. A. M. *Química Medicinal*: As Bases Moleculares da Ação dos Fármacos. 2. ed. Porto Alegre: Artmed, 2008.

BEISER, A. *Concepts of Modern Physics*. 6. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2003.

BETTELHEIM, F. A. et al. *Introduction to General, Organic & Biochemistry*. 7. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2004.

BLEI, I.; ODIAN, G. *General, Organic and Biochemistry*: Connecting Chemistry to your Life. 2. ed. Nova York: Freeman, 2006.

BLOOMFIELD, M. M.; STEPHENS, L. J. *Chemistry and the living organism*. 6. ed. Nova York: John Wiley, 1996.

BOTKIN, D. B.; KELLER, E. A. *Environmental Science*: Earth as Living Planet. 5. ed. Hoboken: John Wiley, 2005.

BRADY, J. E.; SENESE, F. *Chemistry*: Matter and its Changes. 4. ed. Hoboken: John Wiley, 2004.

BROWN, T. L. et al. *Chemistry*: The Central Science. 9. ed. Upper Saddle River: Prentice-Hall, 2003.

BROWN, W. H. et al. *Organic Chemistry*. 4. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2005.

BÜCHEL, K. H. et al. *Industrial Inorganic Chemistry*. 2. ed. Weinheim: VCH, 2000.

CAREY, F. A. *Organic Chemistry*. 7. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2008.

_____; SUNDBERG, R. J. *Advanced Organic Chemistry*. 5. ed. Nova York: Springer, 2007. 2 v.

CHANG, R. *Chemistry*. 8. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2005.

CIPRIANI, J.; HASMONAY, H. *Cours de Chimie*. Paris: Vuibert, 1986.

CONNELLY, N. G. et al. *Nomenclature of Inorganic Chemistry*: IUPAC Recommendations 2005. Cambridge: IUPAC/RSC Publishing, 2005.

COTTON, F. A. et al. *Advanced Inorganic Chemistry*. 6. ed. Nova York: John Wiley, 1999.

DAMODARAN, S. et al. (eds.) *Fennema's Food Chemistry*. 4. ed. Boca Raton: CRC Press, 2008.

DAVID, R. *Chimie Pratique*. Paris: Vuibert, 1973.

EBBING, D. D.; GAMMON, S. D. *General Chemistry*. 8. ed. Boston: Houghton Mifflin, 2005.

FREEMANTLE, M. *Chemistry in Action*. 2. ed. Londres: Macmillan, 1995.

GARRITZ, A.; CHAMIZO, J. A. *Química*. Tradução de Giovanni S. Crisi. São Paulo: Pearson, 2002.

GILLESPIE, R. J. et al. *Atoms, Molecules and Reactions*: An Introduction to Chemistry. Englewood Cliffs: Prentice-Hall, 1994.

GILLESPIE, R. J.; HARGITTAI, I. *The VSEPR Model of Molecular Geometry*. Needham Heights: Allyn and Bacon, 1991.

GREEN, M. M. et al. *Organic Chemistry Principles and Industrial Practice*. Weinheim: VCH, 2003.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

HALL, N. (Ed.) *The New Chemistry*: A Showcase for Modern Chemistry and its Applications. Cambridge: Cambridge University Press, 2000.

HALLIDAY, D. et al. *Fundamentals of Physics*. 8. ed. Hoboken: John Wiley, 2008.

HEIN, M. et al. *Introduction to General, Organic and Biochemistry*. 9. ed. Hoboken: John Wiley, 2009.

HUHEEY, J. E. et al. *Inorganic Chemistry*: Principles of Structure and Reactivity. 4. ed. Harper: Nova York, 1993.

JONES Jr., M. *Organic Chemistry*. 3. ed. Nova York: Norton, 2005.

KOTZ, J. C. et al. *Chemistry & Chemical Reactivity*. 6. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2006.

LEICESTER, H. M. *The Historical Background of Chemistry*. Nova York: Dover, 1971.

LEVINE, I. *Physical Chemistry*. 6. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2009.

_____ . *Quantum Chemistry*. 6. ed. Upper Saddle River: Pearson Prentice Hall, 2009.

LIDE, D. R. (Ed.) *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 84. ed. Boca Raton: CRC Press, 2003.

MAHAN, B. H.; MYERS, R. J. *University Chemistry*. 4. ed. Menlo Park: Benjamin-Cummings, 1987.

MASTERTON, W. L.; HURLEY, C. N. *Chemistry*: Principles & Reactions. 4. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2001.

MATTHEWS, P. *Advanced Chemistry*. Cambridge: Cambridge University Press, 1992. 2 v.

McMURRY, J. et al. *Fundamentals of General, Organic and Biological Chemistry*. 5. ed. Upper Saddle River: Pearson Prentice Hall, 2007.

McNAUGHT, A. D.; WILKINSON, A. *Compendium of Chemical Terminology*: IUPAC Recommendations. 2. ed. Oxford: Blackwell Science, 1997.

MILLER Jr., G. T. *Living in the Environment*: Principles, Connections, and Solutions. 14. ed. Pacific Grove: Brooks/Cole, 2005.

MOELLER, T. et al. *Chemistry with Inorganic Qualitative Analysis*. 3. ed. New York: Harcourt Brace-Jovanovich, 1989.

MOORE, J. W. et al. *Chemistry*: The Molecular Science. 2. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2005.

MORRISON, R. T.; BOYD, R. N. *Organic Chemistry*. 6. ed. Englewood Cliffs: Prentice-Hall, 1992.

MORTIMER, R. G. *Physical Chemistry*. 2. ed. Nova York: Harcourt Academic Press, 2000.

MUNDY, B. P. et al. *Organic and Biological Chemistry*. Orlando: Saunders, 1993.

NELSON, D. L.; COX, M. M. *Lehninger Principles of Biochemistry*. 5. ed. Nova York: Freeman, 2008.

OLMSTED III, J.; WILLIAMS, G. M. *Chemistry*. 3. ed. Nova York: John Wiley, 2002.

PANICO, R. et al. *A Guide to IUPAC Nomenclature of Organic Compounds*. Recommendations 1993. Cambridge: Blackwell Science, 1993. (Correções publicadas em *Pure and Applied Chemistry*, v. 71, n. 7, p. 1.327-1.330, 1999.)

_____. *Guia IUPAC para a Nomenclatura de Compostos Orgânicos*. Tradução portuguesa, nas variantes europeia e brasileira. Tradução de José Augusto Rosário Rodrigues et al. Lisboa: Lidel, 2002.

PARTINGTON, J. R. *A short history of Chemistry*. Nova York: Dover, 1989.

PAULING, L. *General Chemistry*. Nova York: Dover, 1970.

_____. *The Nature of Chemical Bonding*. 3. ed. Ithaca: Cornell University Press, 1960.

PINE, S. H. et al. *Organic Chemistry*. 5. ed. Singapore: McGraw-Hill, 1987.

POTAPOV, V.; TATARINCHIK, S. *Chimie Organique*. Moscou: Éditions Mir, 1981.

PURVES, W. K. et al. *Life*: The Science of Biology. 8. ed. Sunderland: Sinauer, 2008.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

RAVEN, P. H.; BERG, L. R. *Environment*. 4. ed. Hoboken: John Wiley, 2004.

RAYNER-CANHAM, G.; OVERTON, T. *Descriptive Inorganic Chemistry*. 4. ed. Nova York: Freeman, 2006.

RONAN, C. A. *História Ilustrada da Ciência*. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 1987. 4 v.

ROYAL SOCIETY OF CHEMISTRY. *The Age of the Molecule*. London: Royal Society of Chemistry, 1999.

SALZBERG, H. W. *From Caveman to Chemist*: Circumstances and Achievements. Washington: American Chemical Society, 1991.

SANTOS FILHO, P. F. *Estrutura Atômica & Ligação Química*. 2. ed. Campinas: publicação do autor (Instituto de Química da Unicamp), 2007.

SCHECHTER, H.; BERTULANI, C. A. *Introdução à Física Nuclear*. Rio de Janeiro: Editora da UFRJ, 2007.

SELINGER, B. *Chemistry in the Marketplace*: A Consumer Guide. 5. ed. Sydney: Harcourt Brace, 1998.

SILBERBERG, M. S. *Chemistry*: the Molecular Nature of Matter and Change. 5. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2009.

SMITH, M. B.; MARCH, J. *March's Advanced Organic Chemistry*. 6. ed. Hoboken: John Wiley, 2007.

SNYDER, C. H. *The Extraordinary Chemistry of Ordinary Things*. 4. ed. Nova York: John Wiley, 2003.

SOLOMONS, T. W. G.; FRYHLE, C. *Organic Chemistry*. 9. ed. Hoboken: John Wiley, 2008.

SYKES, P. *A Guidebook to Mechanism in Organic Chemistry*. 6. ed. Nova York: Longman, 1995.

THOMAS, J. E. (Org.) *Fundamentos de Engenharia de Petróleo*. Rio de Janeiro: Interciência, 2001.

TIPLER, P. A.; MOSCA, G. *Physics for Scientists and Engineers*. 6. ed. Nova York: Freeman, 2008.

TIPLER, P. A.; LLEWELLYN, R. A. *Modern Physics*. 4. ed. Nova York: Freeman, 2003.

VOET et al. *Fundamentals of Biochemistry*. 3. ed. Hoboken: John Wiley, 2008.

VOLLHARDT, K. P. et al. *Organic Chemistry*: Structure and Function. 5. ed. Nova York: Freeman, 2007.

WARREN, S. et al. *Organic Chemistry*. Oxford: Oxford University Press, 2001.

WEEKS, M. E.; LEICESTER, H. M. *Discovery of the Elements*. 7. ed. Easton: Journal of Chemical Education, 1968.

WHITTEN, K. W. et al. *General Chemistry with Qualitative Analysis*. 7. ed. Belmont: Brooks/Cole, 2004.

ZUMDAHL, S. S. *Chemical Principles*. 5. ed. Boston: Houghton Mifflin, 2005.

Reprodução proibida. Art. 184 do Código Penal e Lei 9.610 de 19 de fevereiro de 1998.

ADILSON SECCO

Tabela periódica dos elementos (IUPAC)

1 ← Numeração dos grupos de acordo com a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC)
1A ← Numeração antiga dos grupos, NÃO recomendada pela IUPAC, porém ainda usada por alguns autores

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 0
1 hidrogênio **H** 1,0																	2 hélio **He** 4,0
3 lítio **Li** 6,9	4 berílio **Be** 9,0											5 boro **B** 10,8	6 carbono **C** 12,0	7 nitrogênio **N** 14,0	8 oxigênio **O** 16,0	9 flúor **F** 19,0	10 neônio **Ne** 20,2
11 sódio **Na** 23,0	12 magnésio **Mg** 24,3	21 escândio **Sc** 45,0	22 titânio **Ti** 47,9	23 vanádio **V** 50,9	24 crômio **Cr** 52,0	25 manganês **Mn** 54,9	26 ferro **Fe** 55,8	27 cobalto **Co** 58,9	28 níquel **Ni** 58,7	29 cobre **Cu** 63,5	30 zinco **Zn** 65,4	13 alumínio **Aℓ** 27,0	14 silício **Si** 28,1	15 fósforo **P** 31,0	16 enxofre **S** 32,1	17 cloro **Cℓ** 35,5	18 argônio **Ar** 39,9
19 potássio **K** 39,1	20 cálcio **Ca** 40,1	39 ítrio **Y** 88,9	40 zircônio **Zr** 91,2	41 nióbio **Nb** 92,9	42 molibdênio **Mo** 95,9	43 tecnécio **Tc** [98]	44 rutênio **Ru** 101,1	45 ródio **Rh** 102,9	46 paládio **Pd** 106,4	47 prata **Ag** 107,9	48 cádmio **Cd** 112,4	49 índio **In** 114,8	50 estanho **Sn** 118,7	51 antimônio **Sb** 121,8	52 telúrio **Te** 127,6	53 iodo **I** 126,9	54 xenônio **Xe** 131,3
55 césio **Cs** 132,9	56 bário **Ba** 137,3	57 - 71	72 háfnio **Hf** 178,5	73 tântalo **Ta** 180,9	74 tungstênio **W** 183,8	75 rênio **Re** 186,2	76 ósmio **Os** 190,2	77 irídio **Ir** 192,2	78 platina **Pt** 195,1	79 ouro **Au** 197,0	80 mercúrio **Hg** 200,6	81 tálio **Tℓ** 204,4	82 chumbo **Pb** 207,2	83 bismuto **Bi** 209,0	84 polônio **Po** [209]	85 astato **At** [210]	86 radônio **Rn** [222]
87 frâncio **Fr** [223]	88 rádio **Ra** [226]	89 - 103	104 rutherfórdio **Rf** [261]	105 dúbnio **Db** [262]	106 seabórgio **Sg** [266]	107 bóhrio **Bh** [264]	108 hássio **Hs** [277]	109 meitnério **Mt** [268]	110 darmstádtio **Ds** [271]	111 roentgênio **Rg** [272]	112 copernício **Cn** [277]						

Número atômico
Nome **Símbolo**
Massa atômica

57 lantânio **La** 138,9	58 cério **Ce** 140,1	59 praseodímio **Pr** 140,9	60 neodímio **Nd** 144,2	61 promécio **Pm** [145]	62 samário **Sm** 150,4	63 európio **Eu** 152,0	64 gadolínio **Gd** 157,3	65 térbio **Tb** 158,9	66 disprósio **Dy** 162,5	67 hólmio **Ho** 164,9	68 érbio **Er** 167,3	69 túlio **Tm** 168,9	70 itérbio **Yb** 173,0	71 lutécio **Lu** 175,0
89 actínio **Ac** [227]	90 tório **Th** 232,0	91 protactínio **Pa** 231,0	92 urânio **U** 238,0	93 netúnio **Np** [237]	94 plutônio **Pu** [244]	95 amerício **Am** [243]	96 cúrio **Cm** [247]	97 berquélio **Bk** [247]	98 califórnio **Cf** [251]	99 einstênio **Es** [252]	100 férmio **Fm** [257]	101 mendelévio **Md** [258]	102 nobélio **No** [259]	103 laurêncio **Lr** [262]

Tabela periódica da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), versão de 22 de junho de 2007, com as massas atômicas aqui apresentadas com um algarismo após a vírgula. Para elementos que não têm isótopos estáveis ou de longa duração, está indicado entre colchetes o número de massa do isótopo com maior tempo médio de existência. Os dados são provenientes de **www.iupac.org/reports/periodic_table** (acessado em 3/3/2010), onde atualizações são periodicamente disponibilizadas. A produção artificial de elementos acima do 112 já foi relatada por pesquisadores, mas aguarda o reconhecimento da IUPAC antes de figurar em sua tabela periódica.
O reconhecimento do elemento 112 pela IUPAC está disponível em: <http://media.iupac.org/publications/pac/asap/pdf/PAC-REC-09-08-20.pdf>. Acesso em: 3 mar. 2010.